

République Arabe d'Egypte
Ministère de L'Education et de L'Enseignement et L'Enseignement technique
Administration centrale des affaires de livres

CHIMIE

Deuxième Secondaire

Préparer par:

Dr. Mohamed Samir abd El-moez
Dr. Gaber El enami
Dr. Ahmed Foaad El-Shaib
Mr. Ibrahim Eliwa Hamam .
Prof. Samiha ElSayed Ali

Équipe de développement:

Dr. Ibrahim Saad ElSayed
Dr. Saad ElSayed Hassan
Dr. Shawki Mohamed Hassan
Dr. Mohamed El Metwaly ghoneime
Dr. Mohamed Samir Abd El-moez
Dr. Mohamed Abd El Hafez El Far

Bureau de conseiller de siences:

Dr. Ahlam Elbaze
Prof. Abd Elhamid Hassan Atique
Prof. Asad Ali Farag

La Comitée de Mdification:

Prof.Dr. Mohamed Samir abd El-moez
Prof. Elham Ahmed Ibrahim
Prof. Mohamed Kamal Shazly
Prof. Naeem Naeem Sheha

Traduit et Revisé Par:

Prof. Josephine Youssef
Prof. Dina Sultan

Conseiller de Science:

Prof.Youssry Fouad Saweris

2018-2019

Traduit par

* Elham Ahmed Ibrahim
Conseiller de Sciences

* Josephine Youssef

* Mamdouh Khair

* Daniel youssef

* Dina Soltan

المقدمة

في إطار تطوير التعليم لمواكبة المتغيرات العالمية والمحلية واستكمالا للجهود الحثيثة التى تقوم بها وزارة التربية والتعليم للارتقاء بمستوى المناهج الدراسية وربطها بالمجتمع والبيئة فقد كلف الأستاذ الدكتور وزير التربية والتعليم نخبة من أساتذة الجامعات المتخصصين بالتعاون والتنسيق مع موجهي الكيمياء بالوزارة وبمشاركة مؤلفي الكتاب السابق لإعادة تقييم ومراجعة المحتوى العلمي لمادة الكيمياء في المرحلة الثانوية.

ولقد قامت اللجنة المكلفة بإجراء التعديلات والإضافات اللازمة التى أدت إلى :

(1) التخلص من التكرار والحشو غير المبرر واستبعاد الأجزاء التي سبق للطالب دراستها وإعادة صياغة بعض أجزاء الكتاب بطريقة منطقية متسلسلة ومنظمة.

(2) إضافة بعض المفاهيم والتطبيقات لمواكبة الاتجاهات العلمية الحديثة.

(3) ربط موضوعات الدراسة بالحياة اليومية وتأثيراتها البيئية وتطبيقاتها الصناعية.

(4) الاهتمام بالمعالجات الرياضية في فهم بعض الموضوعات بهدف تقوية الجوانب الفكرية.

(5) إدخال بعض الموضوعات التى تتيح للطالب إجراء تجاربها معمليًا لاكتساب مهارات عملية.

(6) إعداد بعض الأشكال التوضيحية وتوظيفها لخدمة المفاهيم العلمية.

(7) تحديد الأهداف المرجوة من دراسة كل فصل من فصول الكتاب وضعت في مقدمته لتعطى مؤشراً للطالب والمعلم على مدى ما حققه.

(8) تنوع التقييم ليتضمن قياس المستويات المختلفة للتعليم.

والكتاب فى صورته الحالية يحتوى على أربعة أبواب تتكامل وتترابط فيما بينها وتعكس تناغمًا مع محتويات كتب الكيمياء في المناهج العالمية وتشتمل على تطبيقات صناعية وبيئية مفيدة وتتضمن اهتمامًا واضحًا بتنمية قدرات الفهم والابتكار وتتمشى مع المعايير القومية التي وضعتها الوزارة لتطوير منهج الكيمياء نتمنى أن يكون هذا الكتاب في صورته الجديدة مصدرًا مفيدًا للعلم والمعرفة في مجال الكيمياء وأن يحقق الغاية المرجوه وأن يكون خير معين لطلابنا الذين نتمنى لهم النجاح والتوفيق.

لجنة التطوير



SOMMAIRE

CHAPITRE 1
STRUCTURE DE L'ATOME





Les objectifs

Ala fin de L'étude chapitre du structure de l'atome, L'étudiant doit être Capable de:

- Connaître les propriétés des rayons cathodiques.
- Connaître le modèle de l'atome de Rutherford.
- Connaître le modèle de l'atome de Bohr.
- Préciser les raisons des inconvénients du modèle de Bohr.
- Interpréter les modification les plus importantes de la théorie atomique modèrne
- Expliquer le nuage électronique et les orbitales.
- Déterminer les quatre nombres quantiques dans L'atome.
- Faire la répartition électronique de l'atome en applicant le principe de multiplicité maximale et la loi de Hund.
- Savoir le rôle des savants dans l'évolution la science de la chimie.

Structure del'atome

Introduction historique :

1. les philosophes grecs

imaginèrent que la matière peut être subdivisée en petites parties, jusqu'à atteindre une Particule indivisible appelée : atome.

remarque : du grec, A- non tom = divisible

2. Idée d'aristote

au quatrième siècle (A..J.), aristote refusa l'idée des philosophes grecs et énonça un nouveau concept qui suppose que toutes les matières sont formées de quatre composants : eau, air, poussière et feu .Selon cette idée, les savants imaginèrent qu'en variant les proportions de ces matières, il est possible de transformer le fer et le cuivre en métaux précieux comme l'or, Cette idée indigente a empêché l'évolution de la science de la chimie pour plus qu'un mille ans

3. Définition de l'élément énoncée par Boyle

En 1661, l'irlandais, Boyle, refusa l'idée d'Aristote et énonça la première définition de l'élément: c'est un corps pur, simple qu'on ne peut pas le décomposer en d'autres corps plus simples par les moyens chimiques connus.

4. La théorie atomique de Dalton

En 1803, Dalton énonça la première théorie atomique. Hypothèses de la théorie atomique de Dalton :

1- L'élément est formé de particule infiniment petites appelées atomes.

2- Tout élément est formé d'atomes infiniment petits, indivisibles et pleins.

3- Les atomes d'un même élément se ressemblent, dans la masse mais différent d'un élément à un autre.

4- Les composés sont formés par l'union des atomes de différents éléments par un rapport numérique.

5. Les rayons cathodiques et l'expérience de J.J. Thomson

En 1897, certaines expériences ont été faites sur la décharge électrique à travers les gaz. Dans les conditions normales de température et de pression, tous les Gaz ne permettent pas le passage du courant électrique. Mais si on fait le vide dans un tube en verre de manière que la pression soit Trés bas /Hg le gaz devient conducteur s'il est soumis à une d.d.p. convenable .





Sous une tension de 10.000 volts, des rayons invisibles sont émis De la cathode en illuminant les parois du tube de décharge.

Ces rayons furent appelés : Rayons cathodiques et on a Connu qu'elles sont formées de particules nommés électrons

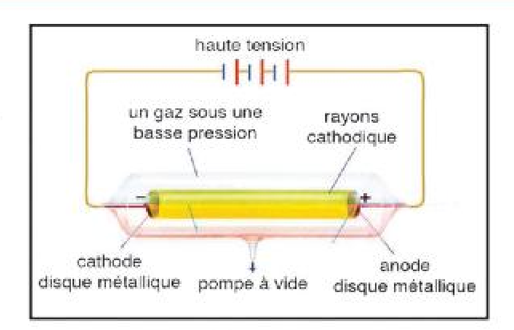


Fig: 1-1

Propriétés des rayons cathodiques :

1- Ils sont formés de particules matérielles infiniment petites négativement chargés
2- Se propagent en lignes droites.
3- Ont un effet thermique.
4- Sont influencés par les champs magnétique et électrique.
5- Ne dépendent pas de la nature de la matière de la cathode ni du gaz. ce qui prouve qu'ils sont parmi les constituants de toutes les matières.

Atome de Thomson

En se basant sur les résultats des expériences précédentes, thomson énonça en 1897 que

L'atome est une sphère contenant des charges positives et un certain nombre d'électrons négatifs reparties également ce qui rend l'atome électriquement neutre.

Atome de Rutherford :

En 1911 et en utilisant l'appareil montré dans la (fig 1-2) Geiger et Merisden ont accomplis l'expérience de la plaque d'or.

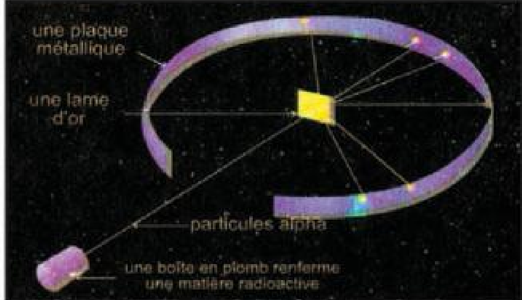


Fig: 1-2

L'expérience

1) Un faisceau étroit de particules alpha (∝) tombe sur un écran métallique fluorescent tapissé d'une couche de sulfure de zinc en absence de la plaque d'or. Il a pu ainsi déterminer la position et le nombre de particule alpha (∝) par le scintillement lumineux sur l'écran

2) En exposant un obstacle métallique (plaque d'or) au trajet des rayons alpha, Rutherford a obtenu les résultats suivants :

Observations	Résultats
a) La plupart des particules alpha à grande énergie traversent la plaque d'or pour atteindre l'écran fluorescent.	a) L'atome est considéré comme étant un vide immense et non pas comme l'ont décrit dalton et Thomson.
b) Certaines particules alpha n'ont pas traversé la plaque d'or et rebondissent en scintillant au côté opposé de l'écran	b) Dans le noyau, se trouve une partie très dense et qui occupe un très petit volume : C'est le noyau.
c) Il arrive parfois qu'une particule alpha soit déviée et scintillée des deux côtés.	c) La partie dense de l'atome, dans laquelle se concentre la masse et la charge se repousse avec celle des particules alpha.

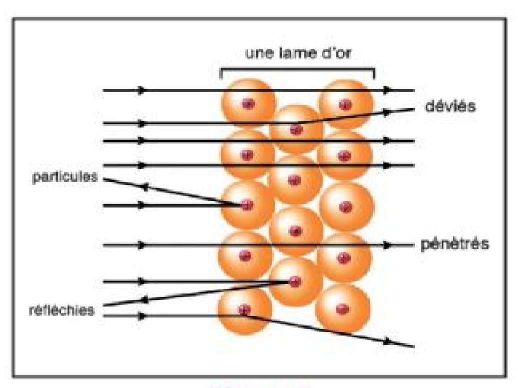


Fig: 1-3



Le modèle atomique de Rutherford :

De l'expérience précédente et des résultats des travaux d'autres savants, Rutherford proposa son model atomique suivant :

1) L'atome :

l'atome est une particule infiniment petite contenant un noyau central autour duquel tournent les électrons comme le système solaire

2) Le noyau :

a. le noyau est plus petit que l'atome.

b. la distance entre le noyau et les orbites électroniques est énorme ce qui prouve que l'atome n'est pas plein

c. dans le noyau se concentre la charge positive et la masse de l'atome

3) Les électrons :

a. les électrons tournent autour du noyau avec une très grande vitesse dans des orbites déterminées.

b. les électrons sont soumis à deux forces égales et de sens contraires :

* Force attractive exercée par le noyau positif sur les électrons négativement chargés
* Force centrifuge due au mouvement des électrons à très grande vitesse et qui neutralise la force attractive.

Remarques:

1. La masse des électrons est très petite par rapport à celle du noyau
2. La somme des charges négatives est égale à celle des charges positives du noyau **donc** l'atome est électriquement neutre.

La théorie de rutherford n'a pas expliqué le système dans lequel les électrons tournent autour du noyau

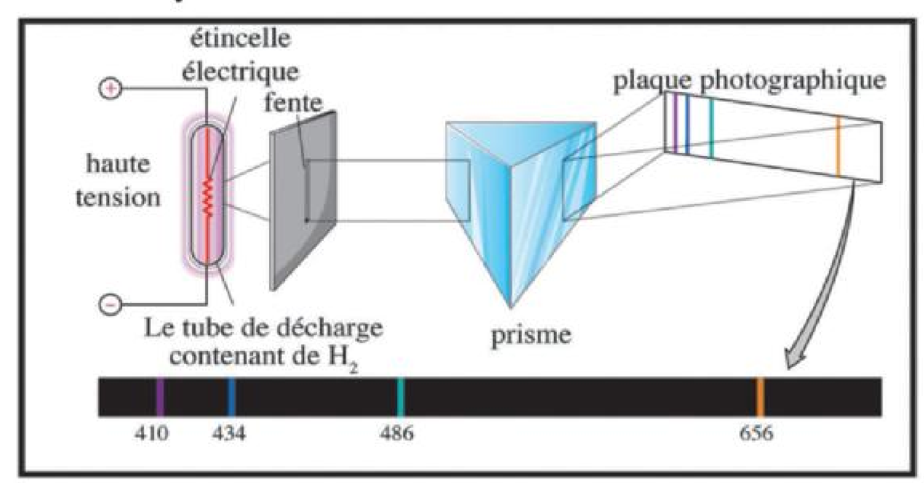


Fig: 1-4 Spectre de raies de l'hydrogène

Bohr

L'étude du spectre atomique et son explication est considéré la cleé qui a résolu le spectre atomique par le savant Neils Bohr à 1913 qui a mérité le prix de Nobel en 1922.

l'émission du spectre atomique :

En chauffant les atomes d'un élément pur [à l' état gazeux ou vapeur] à des températures élevées ou son exposition à des basses pressions dans le tube à décharge électrique, émet des radiations fut nommées l'émission du spectre de raie linéaire (ligne spectrale) . Et ce spectre apparait quand on l'examine par le spectrographe, Sous forme des petites lignes déterminés colorés et se sépare par des bandes opâques.

Les physiciens n'ont pas pu expliquer ce phénomène à ce temps.

Par l'expérience on a trouvé que le spectre linéaire de n'importe quel élément est une des propriétés essentiels et caractéristique à cet élément

Hypothèses de la théorie de Bohr

1. Au centre de l'atome se trouve un noyau positivement chargé.
2. Le nombre d'électrons négatifs est égal au nombre de charges positives que porte le noyau.
3. Durant son mouvement autour du noyau, l'électron est soumis à une force centrifuge qui s'équilibre avec la force d'attraction exercée par le noyau sur les électrons.
4. Les électrons se déplacent autour du noyau à une très grande vitesse sans perdre ni gagner de l'énergie.
5. Les électrons tournent autour du noyau dans des niveaux d'énergie déterminés et constants.

   le vide qui se trouve entre les niveaux d'énergie constitue une région interdite à la gravitation des électrons.



6. Durant son mouvement autour du noyau, l'électron possède une énergie déterminée qui dépend de la distance entre le niveau d'énergie et le noyau. L'énergie du niveau augmente autant qu'on s'éloigne du noyau.
   [avec l'augmentation du rayon]

   L'énergie du niveau est exprimée par un nombre entier appelé le nombre quantique principal.

7. A l'état fondamental, l'électron demeure au niveau d'énergie le plus faible. En gagnant une quantité d'énergie appelée "quantum", l'électron s'excite et se déplace (momentanément) â un niveau d'énergie supérieure (externe) En revenant â sa position initiale, l'électron irradie le quanta gagné sous forme de spectre (énergie lumineuse de longueur d'onde et de fréquence caractéristiques) appelé "**spectre de raies caractéristiques**"

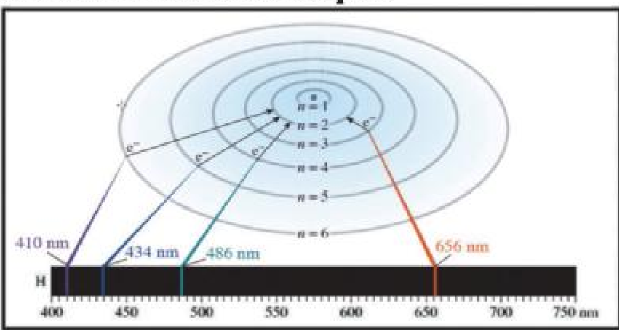


Fig: 1-5 Le spectre de raies de l'hydrogène est composé de quatre lignes colorès

8. Plusieurs atomes absorbent de différentes quantité d'énergies, en même temps que d'autres atomes émettent de l'énergie, ce qui fait paraître des lignes spectrales qui indiquent les niveaux énergétiques desquels les électrons se déplacent (explication du spectre de l'atome d'hydrogéne)

Remarques :

Il faut prendre en considération que :

a- Le quantum est la quantité d'énergie gagnée ou libérée lorsqu'un électron passe d'un niveau énergétique à l'autre.

b- Les calculs de Bohr concernant la relation entre les rayons des niveaux énergétiques et l'énergie de chaque niveau prouvent que la différence entre eux n'est pas égale mais elle diminue autant qu'on s'éloigne du noyau. Ce ci prouve que le quantum nécessaire à déplacer l'électron entre les niveaux énergétiques n'est pas égal.

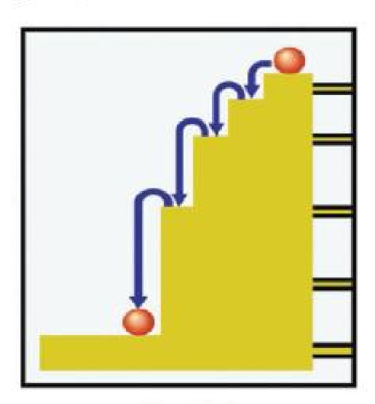


Fig: 1-6

c- L'électron ne se stabilise pas dans le vide entre les niveaux énergétiques, mais fait des sauts qui indiquent la position des niveaux énergétiques.

Le model de Bohr a pu :

1- expliquer correctement le spectre de l'atome d'hydrogène.
2- pour la première fois, introduire l'idée du (quantum) pour déterminer l'énergie des électrons sur les différentes couches énergétiques.

Critiques de l'atome de Bohr :

1. La théorie n'a pu expliquer que le spectre et la structure de l'atome d'hydrogène
2. La théorie a considéré l'électron comme une particule matérielle négativement chargée sans prendre en considération ses propriétés ondulatoires
3. La théorie a supposé le pouvoir de déterminer avec exactitude la position et la vitesse de l'électron en même temps, ce qui est pratiquement impossible
4. Les équations de la théorie ont supposé que l'électron est une particule qui se déplace dans une trajectoire circulaire sans prendre en considération que l'atome occupe les trois directions de l'espace.

Les principes de la théorie atomique moderne

La théorie atomique moderne est basée sur certaines modifications du modèl de Bohr.

Les modifications les plus importante sont comme suit :

a) La nature double de l'électron : De Broglie

Les théories précédentes considèrent l'électron comme étant une particule négativement chargée.

Les expériences de De Broglie prouvent que l'électron possède une nature double:
C'est un corpuscule matériel qui possède des propriétés ondulatoires.

Remarque :

Tout corps en mouvement est accompagné d'un mouvement ondulatoire. Ce genre d'ondes est appelé (ondes matérielles)

b. Principe de l'incertitude : Heisenberg

Bohr supposa la possibilité de déterminer avec exactitude la position et la vitesse de l'électron
Heisenberg montra qu'il est impossible de déterminer avec exactitude à un instant donné à la fois la position et l'allure du mouvement de l'électron Les calculs compliqués de la mécanique ondulatoire permettent de prédire les diverses positions d'un électron en terme de **PROBABILITE et NON DE CERTITUDE**

c. la théorie mécanique ondulatoire de l'atome : Schrödinger

En se basant sur les idées de planck -Einsteïn - De Broglie et de Heisenberg,

1. Il a pu établir l'équation du mouvement ondulatoire avec laquelle il a pu déterminer la position des électrons sur les niveaux quantiques et dans les espaces vides autour du noyau.



2. Refusa l'idée de Bohr qui dit que les espaces vides entre les orbites sont des régions interdites pour le mouvement des électrons.
3. On a utilisé le concept du nuage électronique pour exprimer la région Vide de l'espace entourant le noyau et la probabilité de l'existence de l'électron dans toutes les directions et les dimensions
4. Utilisa le terme ORBITALE pour exprimer la possibilité d'existence de l'électron dans le vide qui entoure le noyau.
5. L'expression NUAGE ELECTRONIQUE est la plus acceptée pour décrire les orbitales.

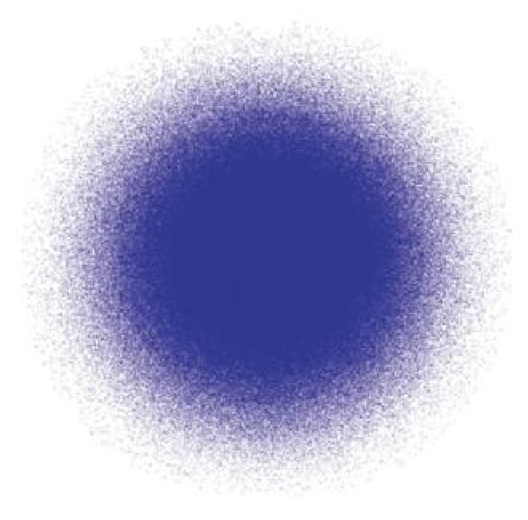


Fig: 1-7 le nuage électronique

Remarque :

La solution mathématique de l'équation de Schrodinger a fourni 4 nombres appelés : **Les Quatre Nombres Quantiques**.

Les nombres Quantiques

Ces nombres permettent :

1. de préciser la position probable de l'électron
2. de déterminer l'énergie des orbitales, leurs formes et leurs directions par rapport aux axes de l'atome.

1. Le nombre quantique principale (n)

Ce nombre indique :

1. le rang des niveaux énergétiques
2. le nombre d'électrons qui stature un niveau énergétique selon la formule

   $(2n^2)$

   n = le numéro de la couche

Remarques :

1. (n) prend les valeurs 1,2,3, ...
2. (n) est toujours un nombre entier
3. La formule $(2n^2)$ ne peut être appliquer que jusqu'au $4^{ème}$ niveau

2. Le nombre quantique secondaire subsidiaire (I)

Sommerfield prouva que chaque couche est formée d'un certain nombre de sous - couches égale au nombre quantique principal.

Ce nombre indique :

1. les formes des nuages électroniques dans les sous couches
2. le niveau énergétique secondaire (sous-couche)
3. que chaque niveau énergétique renferme un nombre de sous-couches égal au numéro de son niveau et son numéro égal au numéro de son nombre quantique principale
4. les sous-couches sont symbolisées par s,p,d et f

Les symboles des sous couches	s	p	d	f
Les valeurs du nombre quantique secondaire (ℓ) (0 à n-1)	0	1	2	3

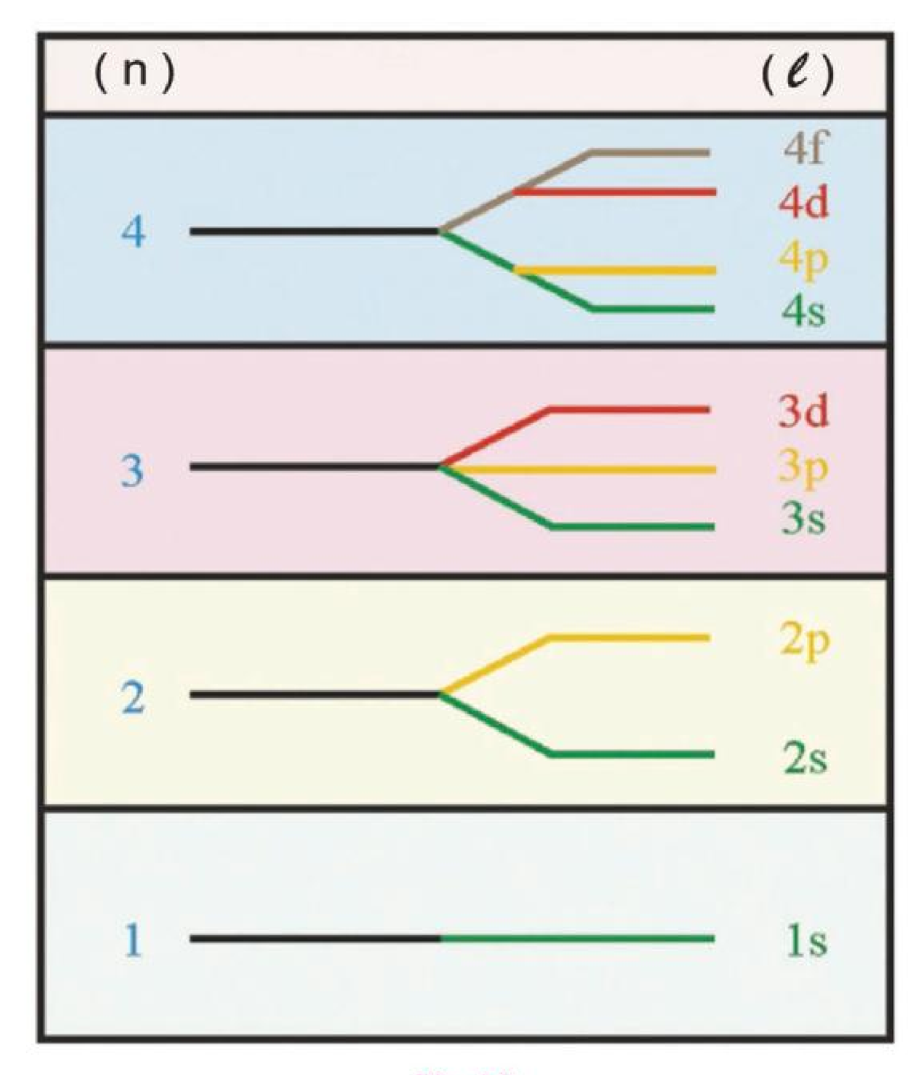


Fig: 1-8

3. Le nombre quantique magnétique (m_ℓ)

Ce nombre (m_ℓ) représente :

1. Le nombre d'orbitales que renferme une sous-couche énergétique
2. La sous-couche « s » à une seule orbitale de forme sphérique symétrique autour du noyau.
3. La sous-couche « p » à trois orbitales dont les axes sont perpendiculaires l'un par rapport à l'autre et prennent les trois directions de l'espace.

   La densité électronique de chacune des orbitales prend la forme de deux poires qui se rencontrent par leurs sommets.(dumb-bells)

4 - Le nombre quantique magnétique est représenté par des valeurs entiers impaires qui varie entre :-

$(-\ell , ... , o, ... +\ell)$

le tableau ci contre montre les valeurs du nombre quantique possible pour un atome (n=4)

5. La sous-couche « d » a 5 orbitales et la sous-couche « f » en a 7

(m)	(l)	(m_ℓ)
1	0	0
2	0	0
	1	-1, 0, +1
3	0	0
	1	-1, 0, +1
	2	-2, -1, 0, +1, +2
4	0	0
	1	-1, 0, +1
	2	-2, -1, 0, +1, +2
	3	-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3

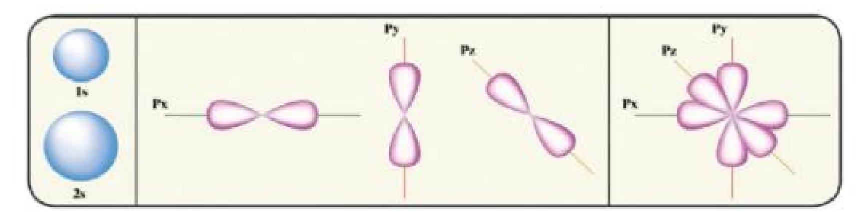


Fig: 1-9

4. Le nombre quantique magnétique du spin (m_s)

1. Chaque orbitale ne peut être occupée que par 2 électrons
2. L'électron tourne autour de lui-même et autour du noyau
3. Ce mouvement des électrons est appelé "spin"
4. Chaque électron tourne dans le sens opposé à l'autre
5. Il existe une force répulsive entre les électrons, son mouvement autour de lui même et autour du noyau, l'électron crée un champ magnétique

N S e^- S N

Fig: 1- 10

6 - Le nombre quantique magnétique du spin (m_s) détermine le genre du mouvement du spin , avec les **aiguilles** d'une montre (↑) la valeur de ms est ($+\frac{1}{2}$) et contre les aiguilles (↓) d'une montre la valeur de (ms) est ($-\frac{1}{2}$)



Relation entre le nombre quantique principal, les sous- couches et les orbitables

Le nombre de sous-couches est égal au nombre quantique principal

Exemple :

la première couche possède une seule sous-couche La deuxième couche possède deux sous-couches etc...

2- Le nombre d'orbitales dans une couche est égal au carré du nombre Quantique principal (n^2). le deuxième niveau possède quatre orbitales
Qui sont : 2S ,$2P_x$,$2P_y$ et $2P_z$.
Le troisième niveau en possède neuf, une dans (3s), trois dans la Sous couche (3p) et cinq dans la sous couche (3d).

3- Le nombre maximum d'électrons que peut contenir une couche principale est égal au double du carré du nombre quantique principal ($2n^2$).

couche	Nombre quant.princ. (n)	Nombre de sous couche	Les sous-couches ou Nombre quant. sec (ℓ)	Nbre quantique magnétique ou Nbre d'orbitales (n^2)	Nombre d'électrons ($2n^2$)
K	1	1	1 s	[⇅]	2
L	2	2	2 s 2 p	[⇅] $2p_x$ $2p_y$ $2p_z$ [⇅][⇅][⇅]	8
M	3	3	3 s 3 p 3 d	[⇅] $2p_x$ $2p_y$ $2p_z$ [⇅][⇅][⇅] [⇅][⇅][⇅][⇅][⇅]	18
N	4	4		[⇅] $2p_x$ $2p_y$ $2p_z$ [⇅][⇅][⇅] [⇅][⇅][⇅][⇅][⇅] [⇅][⇅][⇅][⇅][⇅][⇅][⇅]	32

Principes de la distribution électronique dans les différents niveaux quantiques

1 - le principe de l'exclusion de Pauli :

Il énonce que 2 électrons dans un même atome n'ont pas les mêmes 4 nombres quantiques et le tableau ci dessous montre que les 2 électrons de la sous couche 3S ont même valeur des nombres quantiques (n . l . m) et ils sont différents dans m

Les 4 nombres quantiques	n	l	m_ℓ	m_s
1ère électron	3	0	0	$+\frac{1}{2}$
2ème électron	3	0	0	$-\frac{1}{2}$

2. Principe de la multiplicité maximale : (Auf - Bau)

Le principe énonce :

"Les électrons doivent remplir les sous - couches d'énergie inférieure avant de remplir les sous couches d'énergie supérieure".

Les sous couches d'énergie sont classées par order croissant de leur énergie comme suir :

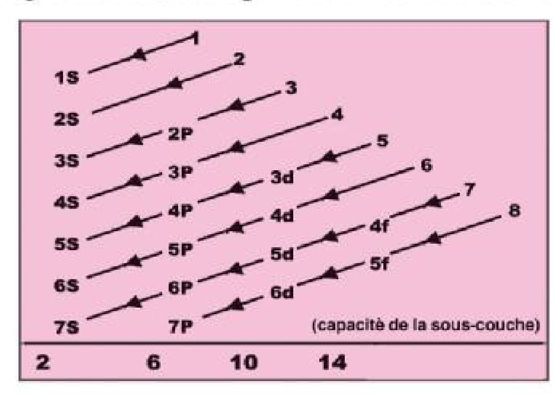


Fig: 1-12

Exercics :

Faites la répartition électronique des atomes suivants :

$_{11}$Na , $_{20}$Ca et $_{30}$Zn

Solution :

$_{11}$Na $1s^2$, $2s^2$, $2p^6$, $3s^1$

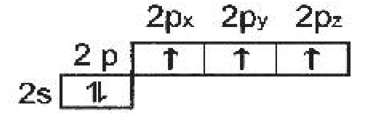
$_{20}$Ca $1s^2$, $2s^2$, $2p^6$, $3s^2$, $3p^6$, 4s2

$_{30}$Zn $1s^2$, $2s^2$, $2p^6$, $3s^2$, $3p^6$, $4s^2$, $3d^{10}$

3. Loi de Hund

> **"Les électrons d'une même sous - couche, préfèrent occuper des orbitales indépendantes plutôt que s'accoupler, car ceci leur est plus avantageux du point de vue énergie".**

Ex :



1s atome d'azote $_7N$

2px 2py pz
2 p ⇅ ↑ ↑
2s ⇅

1s atome d'oxygéne $_8O$

Remarques

La distribution électronique peut être exprimer par trois façons:

Ex:

l'atome d'azote	$_7N$
$N_{2,5}$	Cette distribution montre le nombre d'électron total dans chaque niveau énergétique car les sous- couches n'étaient pas encore connues.
$_7N$	$1s^2$, $2s^2$ $2p^3$ Ceci montre la distribution électronique selon le principe de multiplicité maximale.
$_7N$	$1s^2$, $2s^2$ $2\ px^1$, $2py^1$, $2pz^1$ Cette manière représente la distribution électronique dans les orbitales suivant la loi de Hund.

EVALUATION

Première question choisissez la bonne réponse :

1 - La première définition de l'élément a été énoncé par......

a) Dalton b) Rutherford
c) Boyle d) Thomson

2- La matière est formée de quatre composants (eau, air, poussière et feu) C'est l'idée de......

a) Bohr b) Rutherford
c) Dalton d) Aristote

3 - Ce qui prouve que les rayons cathodiques entrent dans la structure de toutes les matières ......

a) Ont un effet thermique
b) Se propagent en lignes droites
c) Sont formés de particules infiniment petites
d) Ne dépendent ni de la nature de la cathode ni du gaz utilisé

4 - Les rayons cathodiques sont formés de particules nommés ......

a) particule alpla b) électron
c) atome d) les orbitales

5 - Le principe de l'incertitude a été énoncée par :

a) Schrödinger b) De brogile
c) Heisenberg d) Einshtein



6 - S, p, d, et f représentent......

a) Les couches énergétiques principales

b) Les sous-couches énergétiques

c) Le nombre d'orbitales contenu dans les sous-couches.

d) Le nombre d'électron impair (non apparies) dans chaque sous-couche.

7 - Le nombre quantique qui indique le type de mouvement de l'électron est:

a) Nombre quantique principal

b) Nombre quantique secondaire

c) Nombre quantique magnétique

d) Nombre quantique magnétique du spin

8 - Selon la loi de Hund, la structure électronique de l'azote est représentée par:

a) 2,5 b) $1s^2$, $2s^2$, $2p^3$

c) $1s^2$, $2s^2$, $2p_x^1$, $2p_y^1$, $2p_z^1$ d) $1s^2$, $2s^1$, $2p^4$

9 - En chauffant les gaz ou les vapeurs des matières sous une faible pression et une température élevée......

a) Absorbe de la lumière

b) Émet de la lumière

c) Émet des radiations gamma

d) Émet des radiations alpha

10 - Lorsqu'un électron absorbe une certaine quantité d'énergie,......

a) Il se déplace vers toutes les couches énergie supérieure.

b) Il se déplace vers la couche énergétique supérieure qui correspond à la quantité énergie absorbée.

c) Il se déplace vers un niveau énergétique inférieur.

d) Il se déplace vers un niveau inférieur qui correspond à la quantité énergie absorbée

11 - Le nombre quantique magnétique (m_l) représente......

a) Le numéro du niveau énergétique principal.

b) Le nombre de sous-couches.

c) Le nombre d'orbital et leurs formes dans la sous-couche.

d) Le nombre des électrons dans les orbitales et leurs directions.

12 - Le nombre d'orbitales dans la sous-couche (3d) est.

a) 5 b) 4

c) 6 d) 7

13 - Le nombre d'orbitales de la sous-couche principale (n) égale a :

a) $2n^2$ b) $3n^2$

c) n^2 d) (n-1)

14 - Le nombre maximum d'électrons que peut contenir une couche de nombre quantique principale (n) est......

a) 2n b) n^2

c) $2n^2$ d) $(2n)^2$

15 - Les sous-couches suivantes sont rangées par ordre croissant de leurs énergies :

a)3s<3p<4d<4s b)3s<4p<3d<4f

c)3s<3p<3d<4s d)3s<3p<4s<3d

16 - Les orbitales d'une même sous-couche sont ......

a) D'énergies différentes b) Égales en énergies

c) De différentes formes d) (a et c) ensembles

17 - Un de ces croquis suivant réprésente la répartition des électrons de la couche extrerne de l'atome d'oxygéne. lequel est correct?

a) 2p [↑↓][↑][↓] 2s [↑↓]

b) 2p [↑↓][↑][↑] 2s [↑↓]

c) 2p [↓↓][↑][↑] 2s [↓↓]

d) 2p [↑↓][↑↓][ ] 2s [↑↓]



Deuxième question :

Des résultats et des observations de l'expérience de Rutherford, montrez ce qui explique chacune des déductions suivantes.

a- l'atome est un vide et non une sphère pleine

b- dans l'atome se trouve une partie très dense et occupe un très petit volume, (noyau de l'atome)

c- la partie dense de l'atome et dans laquelle se concentre la masse de l'atome porte une charge identique à celle des particules alpha.

Troisième question :

Expliquez comment obtenir les rayons cathodiques ?

Quatrième question :

Écrivez les probabilités des 4 nombres quantiques du dernier électron de :-

a- le bore ${}_{5}B$ b- le fluor ${}_{9}F$ c- le sodium ${}_{11}Na$

Cinquième question :

Décrivez la structure de l'atome de Thomson.

Sixième question :

Quelles sont les valeurs de ℓ [possibles] si n = 3.

Septième question :

Que veut-on dire par :

a- Nuage électronique

b- Nature double de l'électron

c- Principe de multiplicité maximale

d- Loi de Hund

e- Principe de l'incertitude de Heisenberg

f- Le principle d'exclusion de Pauli

Huitième question :

Faites la distribution électronique des atomes suivants d'aprés le principle de multiplicité maximale:

a- $_{35}Br$ b- $_{30}Zn$ c- $_{26}Fe$

Neuvième question :

commentez :

1 - le spectre linéaire est caractéristique à chaque élément.

2 - l'électron à une double nature.

3 - l'atome est électriquement neutre.

4 - les électrons d'une même sous-couche préfèrent occuper des orbitales indépendantes avant de s'accoupler.

5 - la sous-couche (p) se sature par six électrons tandis que la sous-couche (d) par dix électrons .

Dixième question :

Lequel parmi les nombres quantiques suivants d'un électron n'est pas complètement correcte en justifiant ta réponse :-

a - $n = 3$, $\ell = 2$, $m_\ell = -1$, $m_s = +\frac{1}{2}$

b - $n = 4$, $\ell = 3$, $m_\ell = -2$, $m_s = +\frac{1}{2}$

c - $n = 1$, $\ell = 1$, $m_\ell = 1$, $m_s = -\frac{1}{2}$

Onzième question :

Écris les valeurs de (l), (m_ℓ) possible d'un électron dont $n = 2$.

CHAPITRE 2

CLASSIFICATION DES ÉLÉMENTS



Les objectifs

A la fin do chapitre du tableau périodique et la classification des éléments S'élève dos! être capable de:

- Décrire le tableau périodique.
- Classer les sous-couches d'après le principe de multiplicité maximale.
- Déduire le genre et la propriété de l'élément et leur position dans le
- tableau périodique
- Calculer le rayon atomique.
- Expliquer la raison de la diminution de rayon atomique de gauche a droite dans la période
- Déterminer le nom et la position des quatre block du tableau périodique.
- Discuter la relation entre la structure électronique dans le groupe et le numéro du groupe.
- Définir le rayon atomique, Le potentiel d'ionisation, l'affinité électronique et L'électronégativité.
- Comparer entre l'affinité et L'électronégativité.
- Déterminer la position des métaux, non-métaux et les métalloïdes dans le tableau périodique.
- Trouver la relation entre le rayon atomique le potentiel d'ionisation, et l'affinité dans Ses métaux et les non-métaux.
- Démontrer Sa relation entre le nombre atomique et la propriétés basique et acide.
- Expliquer l'ionisation des composés hydroxylés comme acide ou base.
- Calculer le nombre d'oxydation de l'atome dans le compose.
- Montrer l'oxydation et la réduction dans les différents réactions.
- Relier entre le nombre des électrons de la couche extérieur dans l'atome et leur nombre d'oxydation.

Le tableau périodique et la classification des éléments

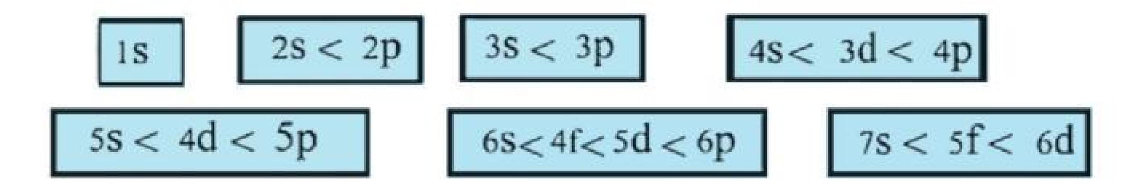
Le tableau périodique moderne:

Vous avez étudiez à la classe du 3éme préparatoire que dans le tableau périodique moderne il y a sept couches principales d'énergie qui sont : [k, I, m, n, o, p et q], d'après l'évolution des connaissances sur la structure de l'atome, la découverte des couches subsidiaires (sous niveaux énergétiques) et le principe de multiplicité maximale.

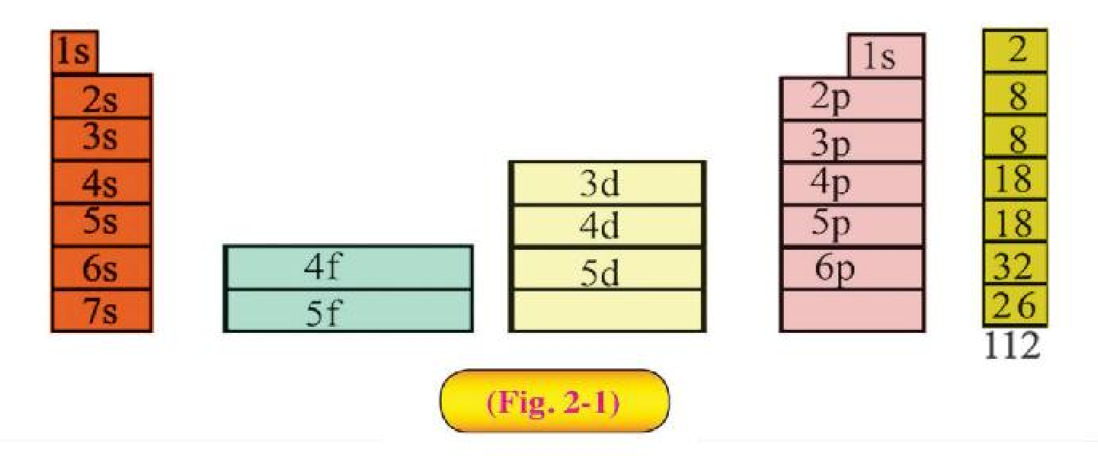
Les éléments sont classés de sorte que chaque élément ait un électron en plus que l'élément qui le précède.

D'aprés l'ordre croissant des sous niveaux énergétiques, nous trouvons qu'il correspond à l'ordre des éléments dans le tableau périodique moderne:

La classification des couches subsidiaires:



La Classification Des éléments Dans Le Tableau Long:



(Fig. 2-1)

Le Tableau Est Divisé En 4 Régions Principales Ou Blocs Qui Sont: Fig. (2-2)

Group 1	Group 2	Group 3	Group 4	Group 5	Group 6	Group 7	Group 8	Group 9	Group 10	Group 11	Group 12	Group 13	Group 14	Group 15	Group 16	Group 17	Group 18
1 H																	2 He
3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe
55 Cs	56 Ba	57 La	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn
87 Fr	88 Ra	89 Ac	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt									

58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu
90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr

(Fig. 2-2)

(A) les éléments bloc (S) :

Ils occupent la région gauche du tableau et comprend les éléments dont les électrons qui sont périphériques, se trouvent dans la sous couche (s) ce sont les éléments de groupes:

(1 A) de structure électronique (**ns^1**) et **(2A)** de structure électronique (**ns^2**) ou (**n**) représente le numéro du dernier niveau énergique et en même temps le numéro de la période.

(B) les éléments de bloc (p):

Ils occupent la région droite du tableau et comprend les éléments de la sous - couche (p),ce sont les éléments des groupes (**3A**), (**4A**), (**5A**), (**6A**), (**7A**) et le groupe zéro [les gaz nobles].

La structure électronique du bloc (**p**) est (**np^1**) dans la troisième groupe, (**np^2**) dans la quatrième groupe et ainsi de suite jusque à la saturation de la sous - couche (p) dans le groupe zéro pour devenir **np^6** .

Les éléments des huits groupes sont appelés les éléments représentatifs et rerferme le groupe **A**.

(C) les éléments de bloc (d):

Ils occupent la région moyenne du tableau. Ces éléments ont leurs électrons périphériques dans la sous - couche (**d**) qui se sature par 10 électrons, le bloc (**d**) est formé de 10 colonnes verticales, 7 pour le groupe b et 3 colonnes pour les éléments du groupe huit.

les éléments de bloc (**d**) sont appelés: les éléments de transition, ils sont subdivisés d'aprés le numéro de la dernière couche d'énergie ou de la période en 3 séries:

(1) la première série de transition:

le remplissage à lieu successivement dans la sous - couche (**3d**) renferme les éléments du scandium (**sc**) au zinc (**zn**) et se trouve dans la { $4^{éme}$ période}

(2) la deuxième série de transition:

renferme les éléments de l'yttrium (y) au cadmium (cd) ou le remplissage à lieu successivement dans la sous - couche (**4d**) [$5^{éme}$ période].

(3) la troisième série de transition:

renferme les éléments du lanthane (**la**) au mercure (**Hg**) ou le remplissage à lieu successivement dans la sous-couche (**5d**) [$6^{éme}$ période].

(4) (d) bloc (f):

le remplissage à lieu successivement dans les orbitales de la sous - couche (f) qui se sature avec 14 électrons, il est forme de deux séries:

a) la série des lanthanides óu le remplissage à lieu successivement dans les orbitales de la sous - couche (**4f**) elle est formée donc de 14 éléments, la couche de valence de tous les éléments de cette série est (**$6s^2$**) . ces éléments se ressemblent au point qu'on ne peut pas les séparer, ils sont aussi appelés les terre - rares.



b) la série des actinides ou le remplissage a lieu successivement dans les orbitales de la sous - couche (5f). elle est donc formée aussi de 14 éléments qui sont radioactifs, leurs noyaux sont instables.

les lanthanides et les actinides sont appelés les éléments de transition internes, les éléments de ce bloc peuvent être inscrits en détail sous le tableau pour que celui - ci ne soit pas trop long.

Nous pouvons distinguer 4 genres d'éléments dans le tableau périodique long:

(1) les éléments nobles:

Ce sont les éléments de la dernière colonne du bloc p (groupé 0) ou 18 de structure électronique (**np^6**) sauf l'hélium (**ls^2**). ils sont caractérisés par la saturation électronique de tous les niveaux énergétiques, par conséquent, ce sont des éléments stables et ils ne forment des composés que difficilement.

(2) les éléments représentatifs:

Ce sont les éléments des blocs (**s**) et (**p**) sauf du groupe 0, ils sont caractérisés par la saturation de toutes les couches énergétiques par les électrons sauf la couche d'énergie externe qui est incomplète mais a tendance à arriver à la configuration , et ceci par la perte ou le gain des électrons ou la coopération avec les électrons de la couche externe d' autres éléments.

(3) les éléments de transition principales:

Ce sont les éléments du bloc (**d**) óu se fait le remplissage de la sous couche (**d**).

(4) les éléments de transition internes:

Ce sont les éléments du bloc (**f**) óu se fait le remplissage de la sous- couche (**f**).

des éléments du groupe principale | éléments de transition | des éléments du groupe principale

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1 H $^{1+}$ 1,00794 Hydrogène																	2 He 4,00260 Hélium
3 Li $^{1+}$ 6,941 Lithium	4 Be $^{2+}$ 9,01218 Béryllium											5 B 10,811 Bore	6 C 12,011 Carbone	7 N $^{3-}$ 14,0067 Azote	8 O $^{2-}$ 15,9994 Oxygène	9 F $^{1-}$ 18,9984 Fluor	10 Ne 20,1797 Néon
11 Na $^{1+}$ 22,9898 Sodium	12 Mg $^{2+}$ 24,305 Magnésium											13 Al $^{3+}$ 26,9815 Aluminium	14 Si 28,0855 Silicium	15 P $^{3-}$ 30,9738 Phosphore	16 S $^{2-}$ 32,065 Soufre	17 Cl $^{1-}$ 35,453 Chlore	18 Ar 39,948 Argon
19 K $^{1+}$ 39,0983 Potassium	20 Ca $^{2+}$ 40,078 Calcium	21 Sc $^{3+}$ 44,9559 Scandium	22 Ti $^{4+}$ $^{3+}$ 47,867 Titane	23 V $^{5+}$ $^{4+}$ 50,9415 Vanadium	24 Cr $^{3+}$ $^{2+}$ 51,9961 Chrome	25 Mn $^{2+}$ $^{4+}$ 54,9380 Manganèse	26 Fe $^{3+}$ $^{2+}$ 55,845 Fer	27 Co $^{2+}$ $^{3+}$ 58,9332 Cobalt	28 Ni $^{2+}$ $^{3+}$ 58,69 Nickel	29 Cu $^{2+}$ $^{1+}$ 63,546 Cuivre	30 Zn $^{2+}$ 65,38 Zinc	31 Ga $^{3+}$ 69,723 Gallium	32 Ge $^{4+}$ 72,63 Germanium	33 As $^{3-}$ 74,9215 Arsenic	34 Se $^{2-}$ 78,96 Sélénium	35 Br $^{1-}$ 79,904 Brome	36 Kr 83,80 Krypton
37 Rb $^{1+}$ 85,4678 Rubidium	38 Sr $^{2+}$ 87,62 Strontium	39 Y 88,9059 Yttrium	40 Zr 91,224 Zirconium	41 Nb 92,9064 Niobium	42 Mo 95,96 Molybdène	43 Tc [97,9072] Technétium	44 Ru 101,07 Ruthénium	45 Rh 102,9055 Rhodium	46 Pd $^{2+}$ $^{4+}$ 106,42 Palladium	47 Ag $^{1+}$ 107,8682 Argent	48 Cd $^{2+}$ 112,41 Cadmium	49 In $^{3+}$ 114,82 Indium	50 Sn $^{4+}$ $^{2+}$ 118,710 Étain	51 Sb $^{3+}$ $^{5+}$ 121,76 Antimoine	52 Te $^{2-}$ 127,60 Tellure	53 I $^{1-}$ 126,9045 Iode	54 Xe 131,29 Xénon
55 Cs $^{1+}$ 132,9054 Césium	56 Ba $^{2+}$ 137,33 Baryum		72 Hf 178,49 Hafnium	73 Ta 180,9479 Tantale	74 W 183,84 Tungstène	75 Re 186,207 Rhénium	76 Os 190,2 Osmium	77 Ir 192,22 Iridium	78 Pt $^{4+}$ $^{2+}$ 195,08 Platine	79 Au $^{3-}$ $^{1-}$ 196,9665 Or	80 Hg $^{2+}$ $^{1+}$ 200,59 Mercure	81 Tl $^{1+}$ $^{3+}$ 204,383 Thallium	82 Pb $^{2+}$ $^{4+}$ 207,2 Plomb	83 Bi $^{3+}$ $^{5+}$ 208,9804 Bismuth	84 Po $^{2+}$ $^{4+}$ (208,9824) Polonium	85 At $^{1-}$ (209,9871) Astate	86 Rn (222,0176) Radon
87 Fr $^{1+}$ (223,0197) Francium	88 Ra $^{2+}$ (226,0254) Radium		104 Rf (267) Rutherfordium	105 Db (268) Dubnium	106 Sg (271) Seaborgium	107 Bh (272) Bohrium	108 Hs (270) Hassium	109 Mt (276) Meitnérium	110 Ds (281) Darmstadtium	111 Rg (280) Roentgenium	112 Cn (285) Copernicium	113 Uut (284) Ununtrium	114 Fl (289) Flerovium	115 Uup (288) Ununpentium	116 Lv (293) Livermorium	117 Uus (294) Ununseptium	118 Uuo (294) Ununoctium

Les éléments de transition énternes

57 La 138,9055 Lanthane	58 Ce $^{3+}$ 140,12 Cérium	59 Pr $^{3+}$ 140,9077 Praséodyme	60 Nd $^{3+}$ 144,24 Néodyme	61 Pm $^{3+}$ (144,9128) Prométhium	62 Sm $^{3+}$ 150,36 Samarium	63 Eu $^{3+}$ $^{2+}$ 151,96 Europium	64 Gd $^{3+}$ 157,25 Gadolinium	65 Tb $^{3+}$ 158,9254 Terbium	66 Dy $^{3+}$ 162,50 Dysprosium	67 Ho $^{3+}$ 164,9304 Holmium	68 Er $^{3+}$ 167,26 Erbium	69 Tm $^{3+}$ 168,9342 Thulium	70 Yb $^{3+}$ 173,05 Ytterbium	71 Lu $^{3+}$ 174,967 Lutécium
89 Ac $^{3+}$ (227,0278) Actinium	90 Th $^{4+}$ 232,0381 Thorium	91 Pa $^{5+}$ 231,0359 Protactinium	92 U $^{6+}$ $^{4+}$ 238,0289 Uranium	93 Np $^{5+}$ 237,0482 Neptunium	94 Pu $^{4+}$ $^{6+}$ (244,0642) Plutonium	95 Am $^{3+}$ (243,0614) Américium	96 Cm $^{3+}$ (247,0703) Curium	97 Bk $^{3+}$ (247,0703) Berkélium	98 Cf $^{3+}$ (251,0796) Californium	99 Es (252,0828) Einsteinium	100 Fm (257,0951) Fermium	101 Md (258,0986) Mendélévium	102 No (259,1009) Nobélium	103 Lr (260,1054) Lawrencium



Description du tableau périodique :

Il est formé de 18 groupes verticaux et 7 périodes horizontales ou les élément ont été classés d'aprés l'ordre croissant de leurs nombres atomiques, c'est-à- dire que chaque élément a un électron de plus que celui qui le précédé.

Chaque période commence par le remplissage d'un nouveau niveau d'énergie par un seul électron, puis le remplissage se poursuit dans les sous - couches énergétiques de la même période jusqu'au dernier élément qui est le gaz inerte.

Dans les groupes verticaux, on remarque que les éléments d'un même groupe se ressemblent dans leur structure électronique du dernier niveau d'énergie mais n'ont pas le même nombre quantique (**n**).

Le Tableau suivant montre la distribution électronique de quelques éléments d'aprés leur nombre atomique jusqu'à (**30**).

La répartition électronique de quelques éléments dans le tableau périodique

		1	2		3			4				5				6				7
Z	**Element**	*s*	*s*	*p*	*s*	*p*	*d*	*s*	*p*	*d*	*f*	*s*	*p*	*d*	*f*	*s*	*p*	*d*	*f*	*s*
1	H	1																		
2	Hc	2																		
3	Li	2	1																	
4	Re	2	2																	
5	B	2	2	1																
6	C	2	2	2																
7	N	2	2	3																
8	O	2	2	4																
9	F	2	2	5																
10	Nc	2	2	6																
11	Na	2	2	6	1															
12	Mg	2	2	6	2															
13	Al	2	2	6	2	1														
14	Si	2	2	6	2	2														
15	P	2	2	6	2	3														
16	S	2	2	6	2	4														
17	Cl	2	2	6	2	5														
18	Ar	2	2	6	2	6														
19	K	2	2	6	2	6		1												
20	Ca	2	2	6	2	6		2												
21	Sc	2	2	6	2	6	1	2												
22	Ti	2	2	6	2	6	2	2												
23	V	2	2	6	2	6	3	2												
24	Cr	2	2	6	2	6	5	1												
25	Mn	2	2	6	2	6	5	2												
26	Fe	2	2	6	2	6	6	2												
27	Co	2	2	6	2	6	7	2												
28	Ni	2	2	6	2	6	8	2												
29	Cu	2	2	6	2	6	10	1												
30	Zn	2	2	6	2	6	10	2												

Evolution des propriétés dans le tableau périodique:

D'après nos étude sur la classification des éléments dans le tableau périodique long, la connaissance de la structure électronique de l'élément dans le tableau périodique long et savoir la relation entre la structure électronique de l'élément et sa position dans le tableau. On représente les propriétés physiques et chimiques dans les périodes verticales, dans les groupes horizontales et la relation entre ces propriétés et la structure électronique de l'élément.

On concentre dans nos étude sur l'évolution des propriétés des éléments représentatifs du bloc (**s**) et (**p**). Et les propriétés des éléments de transitions seront étudiés dans un autre domaine.

(1) la rayon atomique:

la théorie ondulatoire a prouvé qu'on ne peut pas préciser exactement la position de l'électron autour du noyau, par conséquent on ne peut pas définir le rayon atomique comme étant la distance entre le noyau et l'électron le plus éloigné, on peut définir le rayon atomique comme étant la moitié de **la distance entre les centres des deux atomes identiques dans une molécule diatomique**.

La distance entre les noyaux de deux atomes unis est appelé "la longeur de la liaison"

exercice:

si la longueur de la liaison dans la molécule de dichlore ($C\ell$-$C\ell$) égale 1,98 Å et la longueur de liaison entre l'atome de chlore et celui du carbone (C-$C\ell$) = 1,76 Å, calculer le rayon atomique du carbone.

solution:

$$\textbf{rayon atomique de chlore} = \frac{\textbf{longueur de la liaison diatomique}}{2}$$

$$-R = \frac{1.98}{2} = 0.99A$$

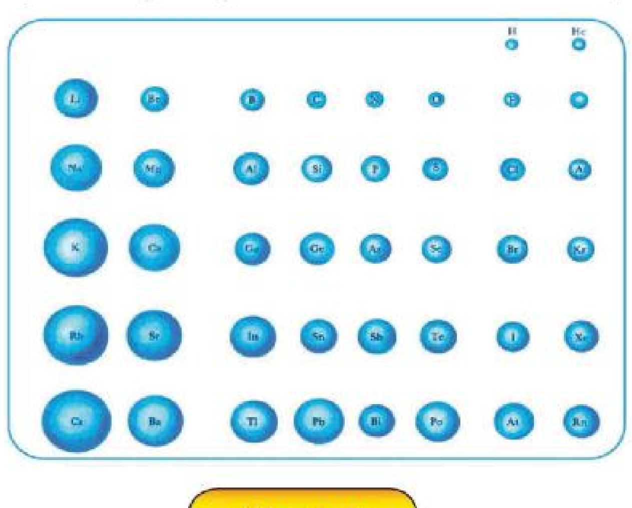


rayon atomique de l'atome de carbone = longueur de la liaison entre le chlore et le carbone - r du chlore

=1,76 - 0,99 = 0,77 A°.

la molécule	la longueur de la liaison en A°	le rayon atomique d'un atome covalent
H -H	0.60	0.30
F-F	1.28	0.64
Cℓ -Cℓ	1.98	0.99
Br- Br	2.28	1.14
I-I	2.66	1.33

Dans le cas des cristaux ioniques qui sont formés d'ions positifs et d'ions négatifs comme le cristal de chlorure de sodium, on peut mesurer la distance entre les centres des deux ions par la même méthode que précédemment. Elle est égale à la somme de leurs deux rayons. Le rayon mesure est appelé alors le rayon ionique. Le rayon ionique dépend du nombre d'électrons perdus ou gagnés.



(Fig. 2-3)

Le Figure (2-3) montre l'évolution des rayons atomiques covalent des éléments non-transition dans le tableau périodique

Le tableau ci-dessus nous permet de remarquer:

(1) Dans Ses périodes (horizontales).

Les valeurs des rayons atomiques diminuent quand on se dirige vers la droit (point de départ groupe I, point d'arrivée groupe 0). Ceci est due a ce que la charge effective du noyau positif augmente graduellement dans ce sens.

La charge effective nucléaire (zee f)

c'est la charge effective du noyau qui influe sur un électron dans un atome , elle est toujours inférieure à la charge du noyau (nombre de protons) à cause des électrons intérieures (core électrons) qui masquent une partie de cette charge. Par conséquent, l'attraction sur les électrons de valence augmente ce qui conduit a la diminution du rayon atomique. Cela veut dire que dans une même période, les atomes les plus volumiques sont ceux du premier groupe et les moins volumineux sont ceux du septième groupe (les halogènes).

(2) Dans les groupes (verticaux).

La rayon atomique augmente de haut en bas dans le même groupe, c'est- à-dire avec l'augmentation du nombre atomique. Ceci est due à:

1- L'augmentation du nombre de niveaux énergétiques de l'atome.

2- Les niveaux d'énergie complets forment une couche isolante qui masque l'effet du noyau sur les électrons extérieur.

3- L'augmentation de la répulsion entre les électrons eux-mêmes.

Exercice:

Comment interprétez-vous la variation entre les rayons ioniques et les rayons atomiques dans le sodium, le chlore et le fer, indiquée dans le tableau suivant:

L'atome ou l'ion	Na	Na^{+}	Fe	Fe^{2+}	Fe^{3+}	$C\ell$	$C\ell^{-}$
Rayon atomique en A°	1,57	0,95	1,17	0,75	0,60	0,99	1,81
Nomber de protons	11	11	26	26	26	17	17
Nomber d'électrons	11	10	26	24	23	17	18



Solution:

Dans le cas des métaux, comme le sodium, le rayon ionique (+ve) est plus petit que le rayon atomique à cause de l'augmentation de la charge effective (+ve) dans le cas de l'ion et plus la charge (+ve) augmente comme c'est dans le cas du fer (+2) et fer (+3) le rayon ionique (+ve) est plus petit que le rayon atomique et ceci à cause de l'augmentation du nombre de proton par rapport aux nombres des électrons.

Dans le cas des non-métaux comme le chlore, le rayon ionique (-ve) est plus grand que le rayon atomique et ceci à cause de l'augmentation du nombre des électrons par rapport aux protons (connais tu le jeu de tirer la corde).

L'étude des propriétés physiques restantes; point d'ébullition, de fusion et densité, sera abordée dans l'étude des groupes d'éléments du tableau périodique.

(2) Le potentiel d'ionisation (l'énergie d'ionisation):

Lorsqu'un atome gagne une quantité d'énergie déterminée, les électrons excités passent à un niveau d'énergie supérieur, mais si la quantité d'énergie gagnée est relativement grande, elle chasse l'électron le moins attiré au noyau et l'atome devient un ion (+).

Définition:

Le potentiel d'ionisation est l'énergie nécessaire pour extraire l'électron le moins attiré à l'atome libre lorsqu'il est à l'état gazeux.

Le potentiel d'ionisation est déterminé par des mesures spectrales. Après l'extraction d'un électron, il est évidemment possible d'en arracher un second, un troisième. C'est ainsi que l'on distingue le potentiel de la première, de la deuxième, de la troisième ionisation, et ainsi de suite.

Le Potentiel de la première ionisation résulte de la perte d'un électron pour avoir un ion portant une charge positive:

$$M \longrightarrow M^{+} + e^{-}$$

Potentiel de la deuxième ionisation résulte de la perte de deux électrons pour avoir un ion portant deux charges positives:

$$M^{+} \longrightarrow M^{2+} + e^{-}$$

L'évolution de la première potentiel d'ionisation dans le tableau périodique comme suit:

(A) Dans les périodes: le potentiel d'ionisation augmente d'autant plus qu'on se dirige vers la droite,à cause de l'augmentation de la charge positive et la diminution du rayon atomique, ce qui mène à l'augmentation de l'attraction du noyau sur l'électron de valence plus les électrons de valence sont proches du noyau, plus ils auront besoin d'une plus grande quantité d'énergie pour les séparer de l'atome. C'est-a- dire que le potentiel d'ionisation est inversement proportionnel au rayon atomique.

(B) Dans les groupes: le potentiel d'ionisation diminue dans le même groupe, avec l'augmentation du nombre atomique, car l'augmentation des couches d'électrons entraîne l'augmentation du rayon atomique, ce qui diminue l'attraction du noyau sur l'électron de valence et facilite son extraction.

(C) L'énergie de la première ionisation des gaz nobles dans le groupe 0 est très élevée, ceci est due à la stabilité de leur système électronique car il est difficile d'extraire un électron d'un niveau d'énergie saturé.

(D) Le potentiel de la deuxième ionisation est plus grand que celui de la première à cause de l'augmentation de la charge du noyau. Le potentiel de la troisième ionisation est encore plus grand, car il cause la rupture d'un niveau d'énergie saturé dans certains éléments. Ceci est illustre par les potentiels d'ionisation du magnésium (Mg_{12}).



$$Mg(2,8,2) \longrightarrow Mg^{+} + e^{-}, \Delta H = +737 \text{ KJ/mole.}$$

$$Mg^{+} (2,8,1 \longrightarrow Mg^{2+} + e^{-}, \Delta H = +1450 \text{ KJ/mole.}$$

$$Mg^{2+} (2,8) \longrightarrow Mg^{3+} + e^{-}, \Delta H = +7730 \text{ KJ/mole.}$$

(3) L'affinité électronique:

si l'atome gagne de l'énergie (ionisation) pour perdre un électron et devenir un ion positif; par contre, l'atome perd de l'énergie (affinité) lorsqu'il gagne un électron pour devenir un ion négatif.

Définition:

L'affinité électronique est la quantité d'énergie libérée lorsqu'un atome libre, à l'état gazeux, gagne un électron.

On peut illustrée la définition précédente par l'équation:

$$X + e^{-} \longrightarrow X^{-} + \text{Energie } (\Delta H = -)$$

La mesure de l'affinité électronique est très difficile. Beaucoup de ces mesures ne sont pas précises.

L'évolution de l'affinité électronique dans le tableau périodique comme suit:

1) L'affinité électronique diminue dans le groupe avec l'augmentation du nombre atomique, à cause du volume atomique et la diminution de l'attraction sur l'électron.
2) L'affinité électronique augmente dans les périodes de gauche à droite avec l'augmentation du nombre atomique. Ceci est due à la diminution du volume atomique, ce qui facilite pour le noyau l'attraction du nouvel électron. la valeur de l'affinité électronique des gaz néon , Bréllium et nitrogéne s'approche du zéro

car ses sous couches sont remplies (1 S^2,$2S^2$), l'atome est alors stable. Dans le cas de l'azote, le niveau subsidiaire (2p) renferme 3 électrons, c'est-a-dire qu'il est a moitié plein, ce qui donne une certaine stabilité a l'atome. Quant à l'atome du néon, toutes ses sous-couches sont remplies, ce qui donne une grande stabilité à l'atome.

3- Les valeurs de l'affinité électronique sont grandes lorsque l'électron gagne complète un sous-niveau d'énergie ou le rend a moitié plein, ce qui aide à la stabilité du noyau.

4- L'affinité du fluor, qui est - 328 kj /mole, est plus petite que celle du chlore qui est de -348,6 kj/mole malgré le petit volume de l'atome du fluor qui engendre une grande force de répulsion entre le nouvel électron et les électrons autour du noyau.

(4) L'électronégativité:

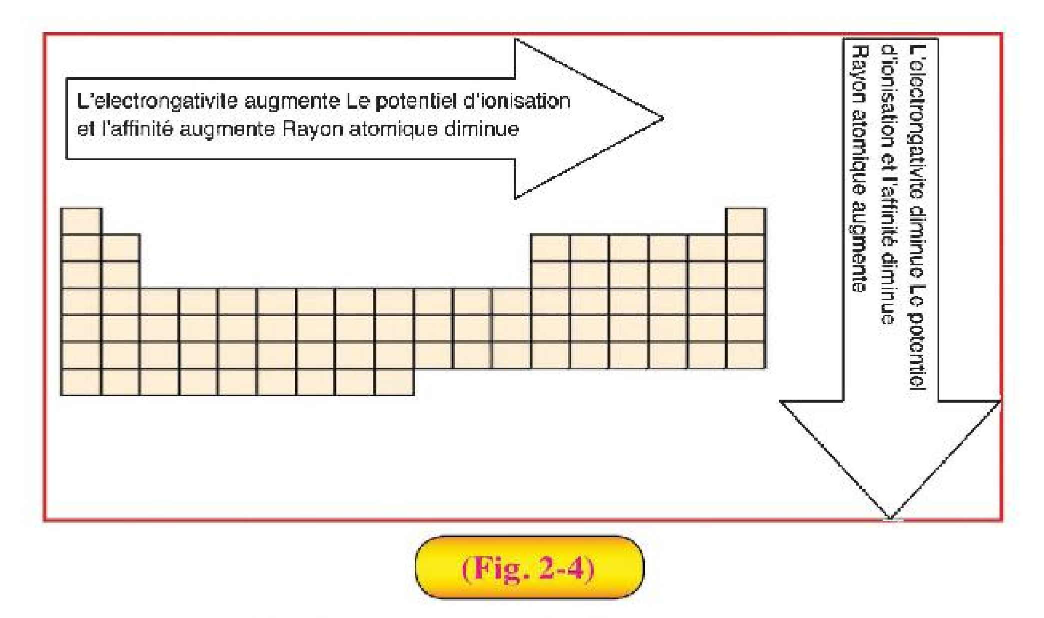
Définition:

L'éiectronégativité d'un atome est le pouvoir de celui-ci à attirer les électrons que forment la liaison chimique.

L'électronégativité de l'élément est représentée par des nombres. L'augmentation de sa valeur indique l'augmentation de son pouvoir à attirer les électrons de la liaison Il ne faut pas confondre L'électronégativité et l'affinité électronique, car la dernière est une expression énergétique qui désigne l'atome a l'état singulier, alors que L'électronégativité désigne le cas d'un atome lié a un autre. L'électronégativité augmente, dans les périodes, avec l'augmentation du nombre atomique et la diminution du rayon atomique, alors que dans les groupes, L'électronégativité diminue avec l'augmentation du nombre atomique. Le fluor est l'élément le plus électronégatif.

Il est a noter que la différence d'électronégativité des éléments joue un rôle principal dans la détermination du genre de liaison entre eux.





(Fig. 2-4)

(5) Les caractères métalliques et non-métalliques:

Bérzelius fut le premier à diviser les éléments en métaux et non-métaux (début du 19^{éme} siècle). Ceci à été fait avant la connaissance de la structure de l'atome. Malgré l'ancienneté de cette division, on l'utilise jusqu'à nos jours.

La structure électronique de l'atome a permis de différencier les métaux et les non-métaux comme suit:

Les métaux :

1) Ce sont les éléments dans lesquels le nombre d'électrons de la couche de valence est inférieur à la moitié du nombre qui la sature.
2) Ils perdent les électrons de la couche de valence pour arriver a la configuration du gaz inerte ce qui est le but de la réaction chimique. Ils deviennent, des ions positifs. C'est pour cette raison qu'on appelle les métaux des éléments électropositifs.
3) Ils sont bons conducteurs du courant électrique. Ceci est du à ce que le petit nombre d'électrons de la couche de valence peut se déplacer librement dans le métal.
4) La grande valeur de leur rayon atomique fait que leur potentiel d'ionisation et leur affinité électronique sont relativement faibles.

Les non-métaux:

1) Ce sont les éléments dans lesquels le nombre d'électrons de la couche de valence est supérieur à la moitié du nombre qui la sature.
2) Ils gagnent un petit nombre d'électrons pour arriver à ia structure du gaz inerte le plus proche et deviennent ainsi des ions négatifs. C'est pour cette raison que les non-métaux sont appelés éléments électronégatifs.
3) Ils sont mauvais conducteurs du courant électrique car leurs électrons de valence sont fortement liés au noyau, à cause de leur petit rayon atomique qui rend difficile le déplacement des électrons. Ainsi, les non-métaux sont des isolants électriques.
4) La petite valeur de leur rayon atomique cause l'augmentation de leur potentiel d'ionisation et de leur affinité électronique.

Les métalloïdes:

ce sont des éléments qui ont l'aspect des métaux mais possèdent la majorité des propriétés des non-métaux, ils se caractérisent par les propriétés suivantes:

a) Leurs couches de valence renferment un nombre d'électrons égal a peu prés a la moitié du nombre de saturation.

b) Ils s'unissent parfois avec les métaux et d'autres fois avec les non-métaux.

c) Leur électronégativité se situe en moyenne entre celle des métaux et celle des non-métaux.

d) Leur conductibilité électrique est inférieure à celle des métaux mais beaucoup plus grande que celle des non-métaux.

Les métalloïdes entrent dans beaucoup d'industries importantes, notamment celle des semi-conducteurs qui sont utilisés dans les transistors.

La figure montre que tous les métaux se trovent à gauche des métalloïdes. Quant aux non-métaux, ils se trouvent à leur droit.





Les valeurs du potentiel d'ionisation et de l'affinité électronique des éléments du tableau permettent d'établir le caractère métallique et le caractère non- métallique qui évoluent comme suit:

a) Dans les périodes (horizontales):

Les premier groupe renferme les métaux les plus forts, puis le caractère métallique diminue de gauche à droite avec l'augmentation du nombre atomique jusqu'à arriver aux métalloïdes. Dés lors, le caractère non-métallique commence et augmente graduellement pour atteindre son maximum au group7. Qui contient les non - métaux le plus fort.

b) Dans les groupes (verticaux):

Le caractère métallique augmente de haut en bas avec l'augmentation du nombre atomique. Par conséquent, le métal le plus fort est le césium, car il se trouve en bas et au début de la période.

Le fluor est le non - métal le plus fort car il se trouve en haut et à droite du tableau.

(6) Les Propriétés acides et basiques:

La dissolution des oxydes non-métalliques dans l'eau donne des acides. Par exemple:

$$\underset{(g)}{CO_2} + \underset{(l)}{H_2O} \longrightarrow \underset{(aq)}{H_2CO_3} \text{ (acide carbonique)}$$

$$\underset{(g)}{SO_3} + \underset{(l)}{H_2O} \longrightarrow \underset{(aq)}{H_2SO_4} \text{ (acide sulfurique)}$$

c'est pour cette raison que ces oxydes sont appelés des oxydes acides. Ces oxydes réagissent avec les alcalis pour donner du sel et de l'eau.

$$\underset{(g)}{CO_2} + \underset{(aq)}{2NaOH} \longrightarrow \underset{(aq)}{Na_2CO_3} + \underset{(l)}{H_2O}$$

Les oxydes métalliques sont appelés généralement oxydes basiques. Certains de ces oxydes sont solubles dans l'eau: on les appelle oxydes alcalins. D'autres sont insolubles dans l'eau.

$$\underset{(s)}{Na_2O} + \underset{(l)}{H_2O} \longrightarrow \underset{(aq)}{2NaOH}$$

$$\underset{(s)}{K_2O} + \underset{(l)}{H_2O} \longrightarrow \underset{(aq)}{2KOH}$$

Les oxydes alcalins réagissent avec les acides et donnent sels et l'eau

$$\underset{(s)}{Na_2O} + \underset{(aq)}{2HC\ell} \longrightarrow \underset{(aq)}{2NaC\ell} + \underset{(l)}{H_2O}$$

$$\underset{(s)}{MgO} + \underset{(aq)}{H_2SO_4} \longrightarrow \underset{(aq)}{MgSO_4} + \underset{(l)}{H_2O}$$

Les oxydes amphotéres (Al_2O_3, oxyde d'aluminium, ZnO oxyde de zinc, Sb_2O_3 oxyde d'antimoine, SnO oxyde d'étain) sont oxydes qui réagissent comme des oxydes basiques ou comme des oxydes acides, ceci dépend des conditions de la réation. Par exemple, l'oxyde d'aluminium réagit avec l'acide chlorhydrique et avec l'hydroxyde de sodium en donnant dans les deux cas un sel et de l'eau.

$$\underset{(s)}{ZnO} + \underset{(aq)}{H_2SO_4} \longrightarrow \underset{(aq)}{ZnSO_4} + \underset{(l)}{H_2O}$$

$$\underset{(s)}{ZnO} + \underset{(aq)}{2NaOH} \longrightarrow \underset{\substack{(aq)\\ \text{zincate de sodium}}}{Na_2ZnO_2} + \underset{(l)}{H_2O}$$

L'évolution des propriétés acides et basiques dans le tableau périodique.

(a) Dans les périodes [horizontales] avec l'augmentation du nombre atomique de l'élément, la propriété basique des oxydes dimimue. Tandis que la propriété acide augmente.

(b) Dans les groupes [verticales]: en prenant les éléments du premier groupe par exemple, on trouve que la propriété basique augmente verticalement avec l'augmentation du nombre atomique (de haut en bas) et en suivant la propriété acide dans les composés hydrogénés des éléments du groupe précédent, on observe qu'avec l'augmentation du rayon atomique de l'élément, la force d'attraction de l'atome de l'hydrogéne diminue, par suite elle facilite son ionisation et alors, la propriété acide augmente.

On considère les acides et les bases des composés hydroxydes et la formule générale est MOH [M est l'atome de l'élément] qui est ionisé par deux façons:



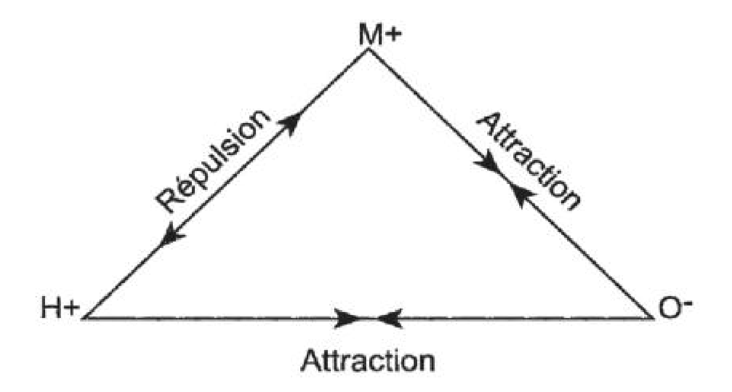
(1) Elle donne des ions hydroxydes et se considère comme une base

$$\underset{\text{base}}{MOH} \rightleftharpoons M^{+} + OH^{-}$$

(2) Ou elle donne des ions hydrogènes et se considère comme un acide.

$$\underset{\text{acide}}{MOH} \rightleftharpoons MO^{-} + H^{+}$$

On considère les trois atomes qui sont arranges dans un triangle comme ce qui suit:



(A) Si la force d'attraction entre **M^+ O^-** est plus grande que la force d'attraction entre **H^+ O^-**, la matière s'ionise comme un acide.

(B) Si la force d'attraction entre H^+ O^- est plus grande que La force d'attraction entre **M^+ O^-** la matière s'ionise comme une base.

(C) Si les forces d'attractions sont égaux, la matière s'ionise comme un acide ou une base et ce la dépend sur le milieu de la réaction.

Elle réagit dans le milieu acide comme une base et dans le milieu basique comme un acide et la force d'attraction dépend de l'atome de l'élément de point de vue de volume et de la quantité de charges électriques.

On trouve que dans les métaux basiques comme le sodium, le volume de l'atome est grand et possède une seule charge (+Ve) ce que diminue la force d'attraction entre l'atome et l'oxygène O^- et elle s'attire de plus en plus vers l'ion hydrogène et donne OH^- C. à. d, elle s'ionise comme une base et en se dirigeant vers la droite, on trouve que les atomes des non-métaux comme le chlore leur volume diminue et la charge augmente ce qui augmente son attraction avec L'O" et s'ionise comme un acide. La force des acides oxygènes dépend de nombres d'atomes d'oxygène non - liées avec les atomes d'hydrogène

Si la formule de l'acide oxygéné est ($MO_n(OH)_m$) M est l'atome de l'élément , on trouve que l'acide le plus fort c'est celui qui contient un grand nombre d'atomes d'oxygènes non-liées avec l'hydrogène

Genre de l'acide

Nombre d'atomes d'oxygène O_n non-liées avec l'hydrogène

genre de l'acide	**Nombre d'atomes** **d'oxygène non - liées avec l'hydrogéné**	**$MO_n(OH)_m$** **L'acide Mon(OH)m**
Acide faible	0	Acide ortho - siliconique **$SI(OH)_4$**
Acide moyen	1	L'acide or tho phosphorique **$PO(OH)_3$**
Acide fort	2	L'acide sulfurique **$SO_2(OH)_2$**
Acide très fort	3	L'acide perchlorique **$C\ell O_3(OH)$**



Le nombre d'oxydation est un nombre qui représente la charge électrique (positive ou négative) qui figure sur l'atome dans un composé, que la liaison soit ionique ou covalente.

Premièrement: dans les composés ioniques:

Définition:

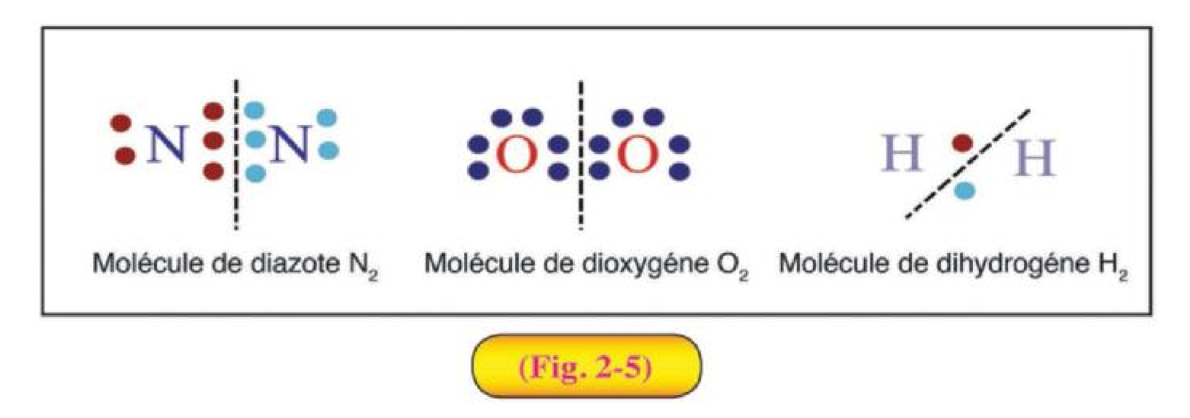
Le nombre d'oxydation, de n'importe qu'elle ion est égale à sa valence avec une charge (+Ve) dans les ions (+Ve) et avec une charge (-Ve) dans les ions (-Ve). Si le nombre d'oxydation est (+Ve) ce qui indique le nombre des électrons perdus pour former cette cation et si le nombre d'oxydation est (-Ve) ce qui indique le nombre des électrons gagnés pour former l'anion comme:

$$K^+Br^- \ Na^+C\ell^- \ M_g^{2+}O^{2-}, Ca^{2+}(CO_3)^{2-}, Cu^{2+}(SO_4)^{2-}$$

Deuxièmement: dans les composés covalents:

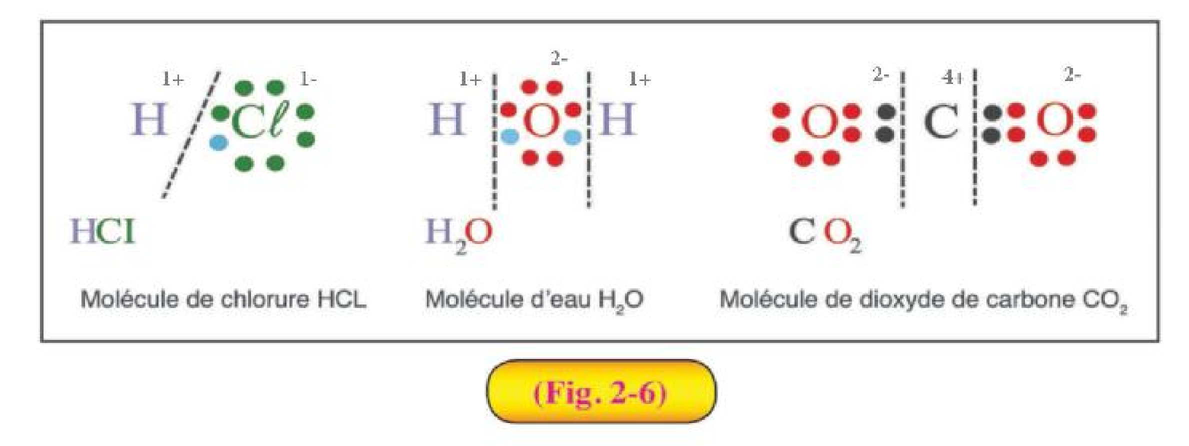
On ne trouve pas des ions (+Ve) ou (-Ve) sur l'atome qui indique le déplacement électronique dans la liaison donc l'atome le plus électronégatif possède une charge (-Ve) et l'atome le moins électronégatif possède une charge (+Ve) et on a 2 cas:

(a) Dans la molécule de deux atomes semblables comme Le déplacement électronique dans la liaison entre les atomes est égale car les atomes de la molécule ont la même électronégativité et par suite, le nombre d'oxydation de chaque atome est égale a zéro.



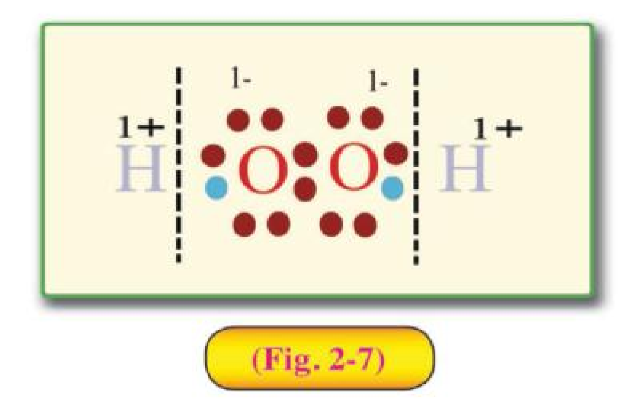
(Fig. 2-5)

(b) si la molécule est formée de deux atomes d'électronégativité différente, les électrons en commun se trouvent du côté de l'atome le plus électronégatif.



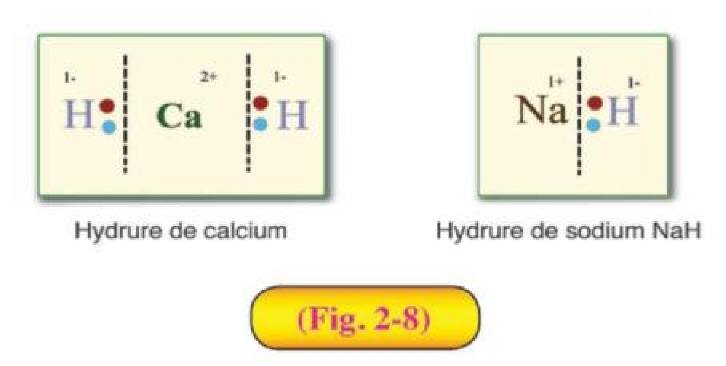
(Fig. 2-6)

On considère Le nombre d'oxydation de l'oxygéne dans la plupart de ses composés est (-2), sauf dans quelques composés comme le peroxyde d'hydrogéne (eau oxygénée) H_20_2 dans lequel le nombre d'oxydation de l'oxygéne est (-1).



(Fig. 2-7)

Le nombre d'oxydation de l'hydrogène est toujours (+1), sauf dans les hydrures des métaux actifs exemple: [hydrure de sodium NaH, hydrure de calcium CaH_2] dans lesquels le nombre d'oxydation est (-1) car durant l'électrolyse de l'hydrure de sodium en fusion, par exemple, le dihydrogène se dégage à l'anode.



Hydrure de calcium

Hydrure de sodium NaH

(Fig. 2-8)

1- La somme des nombres d'oxydations des éléments différents dans la molécule neutre = Zéro.

2- Le nombre d'oxydation est concerné à un atome ou ion dans la molécule.

3- Le nombre d'oxydation des éléments du groupe (1A) est toujours (+1) dans leur composés , les éléments du groupés 2A est (+2) et les éléments du groupe (3A) est (+3), c'est pour cela on commence a écrire leur nombre d'oxydation puis on calcule le nombre d'oxydation le reste des éléments.

Le Composé	Na_2O	Na_2O_2	KO_2	CaH_2	AlH_3
La somme des charges	+2 -2	+2 -2	+1 -1	+2 -2	+3 -3
Les atomes	Na_2 O	Na_2 O_2	K O_2	Ca H_2	Al H_3
Le nombre D'oxydation D'un atome	+1 -2	+1 -1	+1 -1/2	+2 -1	+3 -1

4- Le nombre d'oxydation d'un radical (ion complexe)est égal à la charge portée par le groupe d'atomes.

$[NH_4]^+$ groupe ammonium (+1), $[SO_4]^{2-}$ groupe sulfate (-2),

$[CO_3]^{2-}$ Groupe carbonate (-2), $[NO_3]^-$ groupe nitrate (-1).

La connaissance du nombre d'oxydation permet de savoir le changement qui a lieu pour l'élément au cours de la réaction chimique. Par exemple, dans les réactions d'oxydoréduction, on définit l'oxydation comme étant une perte d'électron

de laquelle résulte une augmentation de la charge positive. La réduction est un gain d'électrons qui cause la diminution de la charge positive.

Exemple:

La réaction du bichromate de potassium avec le chlorure ferreux (+2) s'accomplit selon l'équation:

$$K_2Cr_2O_7 + 6FeC\ell_3 + 14HC\ell \longrightarrow 2KC\ell + 2CrC\ell_3 + 6FeC\ell_3 + 7H_2O$$

Montrez le changement qui a lieu (oxydation ou réduction) dans le chrome et le fer à la fin de cette réaction.

Solution

1- Calcul de la variation du nombre d'oxydation du chrome:

Pour écrire les nombres d'oxydation des atomes dans la molécule du bichromate de potassium, on commence par écrire le nombre d'oxydation de chacun des éléments a nombre d'oxydation connu: O (-2), K(+1) et on laisse celui du chrome, car c'est un élément de transition caractérisé par ses multiples nombres d'oxydation:

k_2	Cr_2	O_7
2x +1 +2	2 x X +2 X	7 x -2 -14

Pour que la somme algébrique des nombres d'oxydation de tous les atomes dans la molécule du composé soit égale a zéro, il faut que le nombre d'oxydation des atomes de chrome soit - (+ 2 -14) = + 12. Par conséquent, le nombre

d'oxydation d'un atome de chrome est de $\frac{+12}{2}$ **= +6 = +6**

Par suite:

$$k^{1+}_2\,Cr^{6+}_2\,O_7^{2-} \longrightarrow Cr^{3+}\,C\ell_3^{1-}$$

$$Cr^{6+} \longrightarrow Cr^{3+}$$



C'est à dire que le nombre d'oxydation du chrome a diminué de (+6) à (+3) Par conséquent, le chrome s'est réduit.

2- calcul de la variation du nombre d'oxydation du fer:

De la même manière:

$$Fe^{2+}\,C\ell_2^{\,1-} \longrightarrow Fe^{3+}\,C\ell_3^{\,1-}$$

le nombre d'oxydation du fer a augmente de (+2) à (+3).

Il s'est oxydé.

Evaluation

(1) 1ère question:

Choisis la bonne réponse:

1- la sixième période contient... genres des éléments.

a- six

b- trois

c- quatre

d- cinq

2- les non-métaux se caractérisent par: ...

a- grande potentiel d'ionisation.

b- Eléments électronégatif.

c- Petit affinité électronique.

d- Grand rayon atomique.

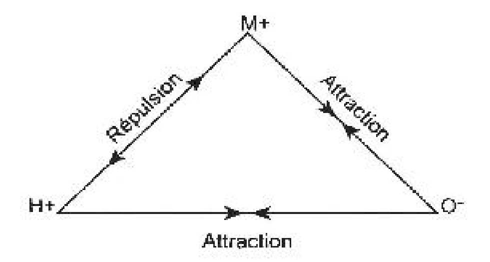
3- L'électronégativité augmente dans les périodes horizontales avec :

a- L'augmentation de rayon atomique.

b- La diminution de nombre atomique.

c- La diminution de rayon atomique.

d- (a et a) ensemble.



4- Dans la figure précédente, si la force d'attraction entre M+ O- est plus grande que la force d'attraction entre H+ - O-, la matière....

a- s'ionise comme une base.

b- S'ionise comme un acide.

c- Ne s'ionise pas.

d- S'ionise comme une base et un acide.

5- de la figure précédent (4ème question) dans le cas de sodium (M+) représente ...

a- L'O^- s'attire vers l'ion hydrogène.

b- L'O^- s'attire vers l'ion de sodium.

c- La liaison entre l'O^- et le sodium est fort.

d- L'ionisation se passe et produire un acide.

6- La quelle de ces réactions n'est ni une oxydation ni une réduction?

a. $2P + 5HC\ell O + 3H_2O \longrightarrow 2H_3PO_4 + 5HC\ell$

b. $Zn + 2HC\ell \longrightarrow ZnC\ell_2 + H_2$

c. $Mg + CuSO_4 \longrightarrow MgSO_4 + Cu$

d. $NaOH + HNO_3 \longrightarrow NaNO_3 + H_2O$

7- La quelle de ces réactions répresente une réaction d'oxydation et réduction

a. $CuO + H_2SO_4 \longrightarrow CuSO_4 + H_2O$

b. $CaCO_3 + 2HC\ell \longrightarrow CaC\ell_2 + H_2O + CO_2$

c. $Cr_2O^{2-}_7 + 3H_2S + 8H^+ \longrightarrow 2Cr^{3+} + 3\ S + 7H_2O$

d. $NaC\ell + AgNO_3 \longrightarrow Ag\ C\ell + NaNO_3$

(2) Deuxième question:

Choisis de la colonne (B) la distribution électronique de la couche de valence de l'élément de la colonne (A) puis déterminer le genre de l'élément de la colonne (C).

(A) L'élément	(B) distribution électronique de la couche d'énergie externe	(C) genre de l'élément
1- $_{86}Rn$ Radon	a- $7S^1$	I - transition interne (actinides)
2- $_{56}Cs$ césuim.	b- $5d^6, 6S^2$	II - transition de 2 ème série
3- $_{35}Br$ brome.	c- $6S^2, 6P^6$	III- noble .
4- $_{23}V$, Vanadium.	d- $3d^3, 4S^2$	IV - transition de la 3 ème série
5- $_{42}Mo$ molybden.	e- $4F^7, 5d^1, 6S^2$	V - transition interne lanthanide
6- $_{76}Os$ Osomium.	f- $4S^2, 4P^5$	VI - représentatif de bloc (s)
7- $_{64}Gd$ Gadolinium.	g- $4d^1, 5S^2$	VII- représentatif de bloc (p)
	h- $6S^1$	VIII- transition de 1 ère série de transition.

(3) Troisième question:

1- Que veut-on dire par:

(1) Nombre atomique.

(2) La réduction

(3) Eléments représentatifs.

(4) Les éléments inertes, (nobles)

(5) Eléments de transition.

(6) Eléments de transition internes.

(7) Rayon atomique.

(8) Potentiel d'ionisation. Internes.

(9) Affinité électronique.

(10) Électronégativité.

(11) Métaux.

(12) Non-métaux.

(13) Métalloïdes.

(14) Oxydes acides.

(15) Oxydes basiques.

(16) Oxydes amphotéres.

(17) Nombre d'oxydation.

(18) Oxydation.

(4) Quatrième question:

Discuter l'évolution des propriétés suivantes dans le tableau:

a) Le rayon atomique.

b) Le potentiel d'ionisation.

c) L'affinité électrique.

d) L'électronégativité.

e) Les caractères métalliques et non-métalliques.

f) L'acidité et la basicité des éléments de la 3 éme période.

(5) cinquième question:

Calculer la longueur de la liaison dans la molécule du fluor sachant que la longueur de la liaison dans la molécule difluorure = 0.94A° et celle dans la molécule de l'hydrogéné =0.6A°.



Sixième question

Quelles sont les différences entre:

a) potentiel de 1ère et de 2ème ionisation.

b) Affinité électronique et électronégativité.

c) Métaux et non - métaux.

d) Oxydes acides, oxydes basiques et oxydes amphotères.

e) Oxydation et réduction.

(7) septième question:

Quel est le terme scientifique qui correspond aux phrases suivantes:

- la moitié de la distance entre les centres de deux atomes identiques formant une molécule diatomique.
- La quantité d'énergie nécessaire pour extraire l'électron le moins lié à l'atome lorsqu'il est à l'état gazeux.
- La quantité d'énergie libérée quand un atome à l'état gazeux gagne un électron.
- Le pouvoir de l'atome d'attirer le doublet d'électrons de la liaison chimique.
- L'ensemble des éléments dans lesquels la couche de valence se remplit de moins de la moitié d'électrons.
- L'ensemble des éléments dans lesquels la couche de valence se remplit de plus de la moitié d'électrons.
- Le nombre qui représente la charge électrique qui figure sur l'atome formant un composé.
- La réaction entraînant une perte d'électrons et par suite l'augmentation de la charge positive.
- La réaction entraînant un gain d'électrons et par suite la diminution de la charge positive.

(8) Huitième question:

Calculer le nombre d'oxydation dans chacun des cas suivants:

a) l'oxygène dans:

O_2 - O_3 - Li_2O - Na_2O_2 - KO_2 - F_2O

b) le chlore dans:

$NaC\ell O$ - $NaC\ell O_2$ - $NaC\ell O_3$ - $Na\ C\ell O_4$ - $NaC\ell$

c) l'azote dans:

NH_3 - N_2 - N_2O - NO - HNO_2 - NO_2 - HNO_3

d) le soufre dans:

H_2SO_4 - $NaHSO_3$ - SO_2 - K_2S - $Na_2S_2O_3$

e) le manganèse dans:

MnO_2 - $KMnO_4$ - $NaMnO_4$ - $MnC\ell_2$

(9) Neuvième question:

Dans les changements suivants, indiques s'il y a eu oxydation ou réduction:

a) $CO \longrightarrow CO_2$

b) $Cr_2O_7^{2-} \longrightarrow Cr_2O_3$

c) $O_2 \longrightarrow O_3$

d) $NO_2 \longrightarrow N_2O_4$

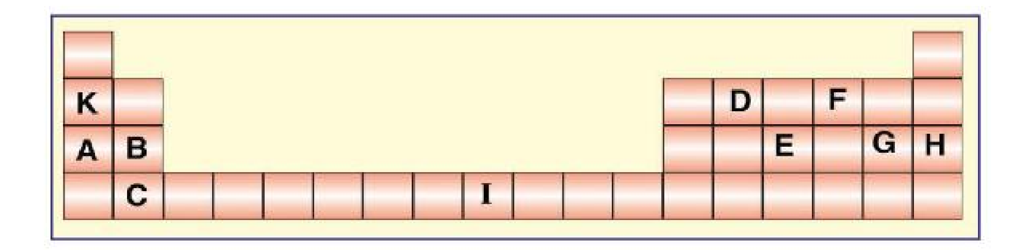
e) $MnO_{4-} \longrightarrow MnO_2$

f) $C\ell O^- \longrightarrow C\ell O_3$

g) $FeC\ell_3 \longrightarrow FeC\ell_2$

(10) Dixième question:

Le tableau suivant représente les 4 premières périodes du tableau périodique long.



a) Classer les éléments B, A, G, E par ordre décroissant de leur rayon atomique.

b) Classer les éléments F, K, D par ordre Croissant de leur potentiel d'ionisation.

c) Auquel bloc appartient chacun des éléments suivants: C, H, G, I, E, K.

(11) montre par des équations symboliques équilibrées que:

a - l'oxyde de calcium est un oxyde basique

b - le tri oxyde de soufre est un oxydes acide

c - l'oxyde de zinc est un oxyde amphotère

CHAPITRE 3

Les liaisons et les formes des molécules

- A- la liaison ionique.
- B- la liaison covalente.
- C- la liaison coordination.
- D- la liaison hydrogéne.
- E- la liaison métallique.



Les Objectifs

Ala fin de L'étude du chapitre de L'union chimique L'élève doit être Capalle de:

- Expliquer la Cause pour laquelle les atomes forment des Liasons chimiques.
- Décricre les liaisons ioniques et les liaisons covalentes .
- Déterminer les formes des molécules à la lumiére de la théorie de répulsion des paires des électrons de valence .
- Déterminer le type de la liaison selon la différence de L'électronégativité.
- Expliquer la théorie électonique de valence (la théorie de l'octect).
- Interpréter la raison pour la quelle la liaison covalente se forme dans la molecule d'hydrogéne et dans la molécule de flourure d'hydrogéne selon la théorie de liaison de valence.
- Expliquer la formation du méthane.
- Interpréter la théorie des orbitales moléculaires.
- Comprendre que vent dire par l'hybridation.
- Comparer entre la liaison sigma et la liaison pi.
- Préciser le genre d'hybridation dans le méthane l'éthyéne et l'acéthane
- L'éthyléne et L'acétyéne.
- Déterminer L'atome donneur et L'atome recepteur.
- Connaître la liaison hydrogénée.
- Expliquer la raison pour laquelle le point d'ébullition de l'eau est élevé.

La liaison chimique

Parmi tous les éléments, ce sont les gaz nobles (hélium, argon, néon,.... etc) du groupe o qui sont les moins actifs, les plus stables. Ces atomes sont les plus stables dans la nature. Dans les conditions normales, ils ne participent à aucune réaction chimique entre eux ou avec d'autres éléments. Ainsi, leurs molécules sont monoatomiques.

Par contre, les couches de valence de tous les autres éléments sont incomplètes, ce qui est responsable de leur activité chimique.

Le gaz noble	Le structure èlectronique
${}_{2}H$	$1S^2$
${}_{10}Ne$	(He) $2S^2$, $2p^6$
${}_{18}Ar$	(Ne) $3S^2$, $3p^6$
${}_{36}Kr$	(Ar) $4S^2$, $3d^{10}$, $4p^6$
${}_{54}Xe$	(Kr) $5S^2$, $4d^{10}$, $5p^6$
${}_{86}Rn$	(Xe) $6S^2$, $4f^{14}$, $5d^{10}$, $6p^6$

Fig: 3-1

Dans toute combinaison, les atomes des éléments tendent à adopter la structure électronique stable du gaz noble le plus proche. Cette tendance se traduit par un gain ou une perte d'électrons. Par exemple, lorsqu'on mélange de la limaille de fer avec du soufre pulvérisé, il ne se forme pas un composé chimique, car ilne s'est pas formé de liaison atomique entre le fer et le soufre. Mais, si l'on chauffe ce mélange à une température suffisante pour former des liaisons chimiques entre les constituants, on dit qu'une réaction chimique a eu lieu. Une liaison chimique s'est formée entre le fer et le soufre qui a pour résultat la formation du sulfure de fer.



Les électrons de valence de l'atome jouent un rôle important dans la nature des liaisons

Le savant louis a mit une méthode simple il a utilisé les points pour représenter

Les électrons de valence comme dans le tableau ci-dessous

Groupe	1A	2A	3A	4A	5A	6A	7A	0
3 iéme péride	$_{11}Na$	$_{12}Mg$	$_{13}Al$	$_{14}Si$	$_{15}P$	$_{16}S$	$_{17}Cl$	$_{18}Ar$
structure électronique	$[Ne]3s^1$	$[Ne]3s^2$	$[Ne]3s^2, 3p^1$	$[Ne]3s^2, 3p^2$	$[Ne]3s^2, 3p^3$	$[Ne]3s^2, 3p^4$	$[Ne]3s^2, 3p^5$	$[Ne]3s^2, 3p^6$
exemplaire de louis pointillé	•Na	•Mg•	•Al•	•Si•	•P•	•S•	:Cl•	:Ar:

Louis a nommé le pair d'électrons présents dans un des orbitales du niveau externe qui ne coopèrent pas dans des liaisons par (paire libre) ét le pair d'électrons qui a participé dans une liaison par pair lié.

Les différentes liaisons chimiques

Premièrement: les liaisons chimiques:-

1- LA LIAISON IONIQUE.

Cette liaison se forme, le plus souvent entre les métaux et les non-métaux. On sait que les atomes des métaux sont caratérisés par leur grand volume et par suite leur faible potentiel d'ionisation. Il est facile de perdre le petit nombre électrons de leur niveau énergétique externe et de se transformer en ion positif à la même configuration que le gaz noble proche de l'élément dans le tableau périodique. Par contre, les atomes des non-métaux sont caractérises par leur petit volume; par conséquent, leur potentiel d'ionisation est élevé. Ils ont tendance à gagner les électrons perdus par les métaux pour se transformer en ions négatifs ayant la configuration du gaz noble le plus proche.

Une attraction électrostatique a lieu, alors, entre l'ion positif et l'ion négatif. C'est ce qu'on appelle la liaison ionique. Cela veut dire que la liaison ionique n'a pas une existence matérielle.

La liaison ionique est formée, le plus souvent, entre les éléments du côté gauche du tableau périodique (les métaux) et ceux du côté droit du tableau (les non-métaux).

La relation entre l'électronégativité des éléments liés et les propriétés de la liaison ionique.
Le tableau suivant montre la liaison entre le chlore (électronégativité = 3) du 7éme groupe et des métaux du premiér groupe (sodium), du deuxième (magnésium) et du troisième groupe (aluminium).
Les 4 éléments préédents se trouvent dans la troisième période.

Le groupe	I	II	III
L'élément	Sodium	Magnésium	Aluminium
L'électronégativié	0.9	1.2	1.5
Le chlorure de l'élément	$NaC\ell$	$MgC\ell_2$	$AlC\ell_3$
La différence d'électronégativié	3 - 0.9 = 2.1	3 - 1.2 = 1.8	3 - 1.5 = 1.5
Point de fusion en °C	810 °C	714 °C	190 °C
Point d'ébullition en °C	1465 °C	1412 °C	se sublime
La conductibilité électrique du chlorure fondu	trés bon conducteur	bon conducteur	mauvais conducteur

Fig: 3-2

Dans le tableau précédent, on remarque que plus la différence d'électronégativité augmente (la distance horizontale dans le tableau périodique augmente), plus l'affinité électronique augmente.
Il a été prouvé par l'expérience que lorsque la différence d'électronégativité dépasse 1.7 le composé résultant est un composé ionique.
Par conséquent, les propriétés ioniques sont très claires dans le chlorure de sodium (les points de fusion et d'ébullition sont très élevés, il est très bon conducteur du courant électrique) alors que dans le chlorure d'aluminium les propriétés de la liaison covalente sont supérieures à celles de le liaison ionique.



2- LA LIAISON COVALENTE.

La liaison ionique se forme lorque la différence d'électronégativité est relativement grande (plus grande que 1.7) Mais, lorsque ℓ'électronégativité de deux atomes est la même (les atomes d'un même élément) ou que cette différence n'est pas assez grande. Jusqu' a 0.4 (comme le carbone d'électronégativité 2.5 et l'hydrogéne 2.1), dans ce cas la liaison entre les atomes se fait par covalence non polaire. On assiste alors à des partages de doublets électroniques.

La liaison covalente est dite pure ou homogène lorsque les deux atomes liés ont même élecronégativité comme la liaison entre les deux atomes de fluor dans la molécule de difiuor, ou la liaison entre les deux atomes d'hydrogéne dans la molécule de dihydrogéne, car chacun des deux atomes à le même pouvoir d'attirer les électrons du doublet. La paire d'électrons mise en commun demeure pendant un temps égal dans chacun des deux atomes. La charge finale de chacun des atomes est égale alors à zéro.

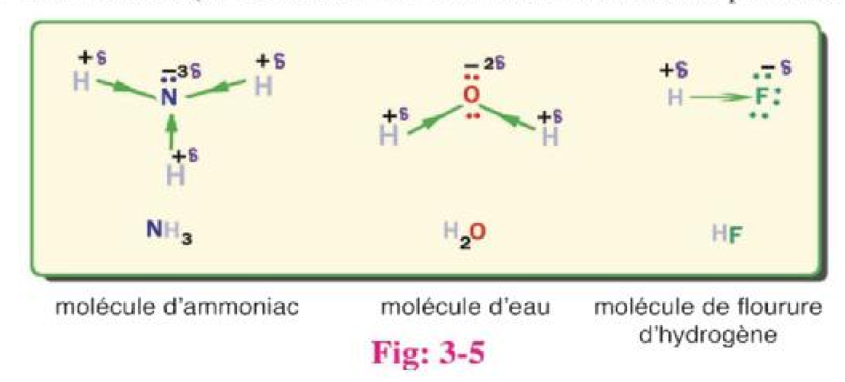
Lorsque la différence d'électronégativité est relativement grande plus grande que 0.4 mais inférieure à 1.7 la liaison covalente est dite alors covalente polaire.

C'est le cas de la molécule du chlorure d'hydrogène (électronégativité du chlore = 3, celle de l'hydrogéne = 2.1). Dans cette molécule, le chlore qui est plus électronégatif attire vers lui le doublet,en plus l'hydrogéne, moins électronégatif.

Il s'ensuit que le doublet demeure un temps plus long en possession du chlore. Par conséquent, l'atome de chlore acquiert une charge négative partielle et non totale (comme dans le cas de l'ion chlorure négatif).

En résultat du déplacement du couple d'électrons vers le chlore, l'hydrogène acquiert une charge positive partielle. La molécule de chlorure d'hydrogène formée est appelée une molécule polaire. La molécule d'eau et celle de l'ammoniac sont deux autres exemples de molécules polaires.

La molécule de CO_2 est considérée non polaire malgré qu' il renferme 2 liaisons polaire car la forme linéaire de la molécule mène que chaque liaison annule l'effet polaire de l'autre liaison (la résultante des moments des liaisons polaires égale zéro).



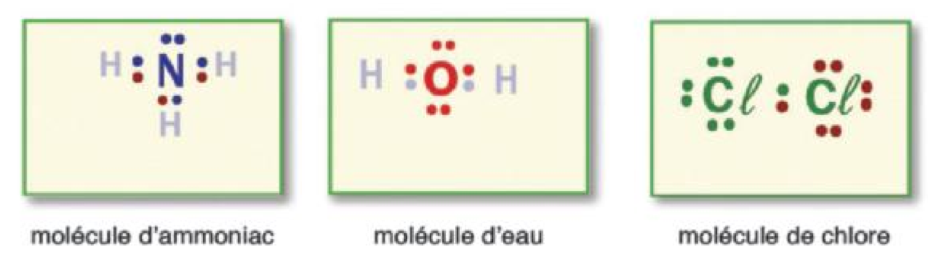
molécule d'ammoniac — molécule d'eau — molécule de flourure d'hydrogène

Fig: 3-5

Les théories qui expliquent la liaison covalente

1- La théorie de l'octet (appelée aussi la théorie électronique de valence).

Cette théorie a été postulée par Cossel et Louis en 1916. Énoncé: " A part l'hydrogéne, le lithium et la béryllium, les atomes de tous les éléments ont tendance à arriver à la structure de l'octet". La liaison covalente formée est le résultat du contact d'un certain nombre d'électrons de la couche de valence de deux atomes de sorte que la structure électronique de chacun arrive à 8 électrons. Dans les exemples suivants, on représente les électrons de la couche de valence par des points (•).

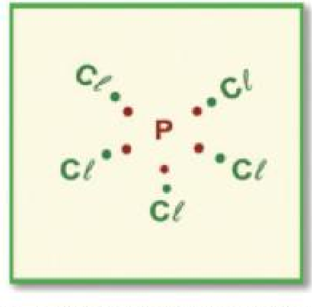


molécule d'ammoniac — molécule d'eau — molécule de chlore

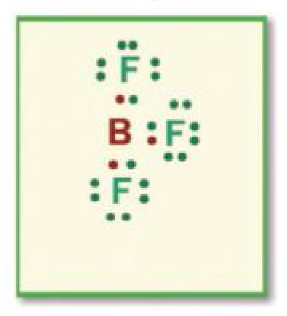
Fig: 3-6

Inconvénients de la théorie électronique de valence.

a) Elle n'a pas pu expliquer les liaisons dans beaucoup de molécules, comme par exemple le penta-chlorure de phosphore dans lequel un atome de phosphore est entouré de 10 électrons et non pas 8. De même,dans la molécule du trifluorure de bore, l'atome de bore est entouré de 6 électrons et non pas 8 selon la théorie.



PCL_5 : molécule depentachlorure de phosphore



BF3 : molécule de trifluorure de bore

Fig: 3-7



b) La forme très simple de la liaison covalente (partage de doublets électroniques) n'est pas suffisante pour interpréter plusieurs propriétés moléculaires, par exemple la forme géométrique de la molécule et les angles entre les liaisons.

2- La théorie de liaison de valence.

Elle est basée sur les résultats obtenus de mécanique quantique. La théorie suppose que la probabilité de présence d'un électron au sein d'une orbitale donnée évoque un nuage plutùt qu'une position fixe et déterminée. Par exemple, l'électron de chaque atome d'hydrogéne, pris isolément, se trouve dans une orbitale Is.
Sa probabilité de distribution dans l'espace est symétrique et sphérique.
Après combinaison de deux atomes, les deux orbitales se chevauchent, les deux électrons évoluent maintenant dans une orbitale commune aux deux noyaux.

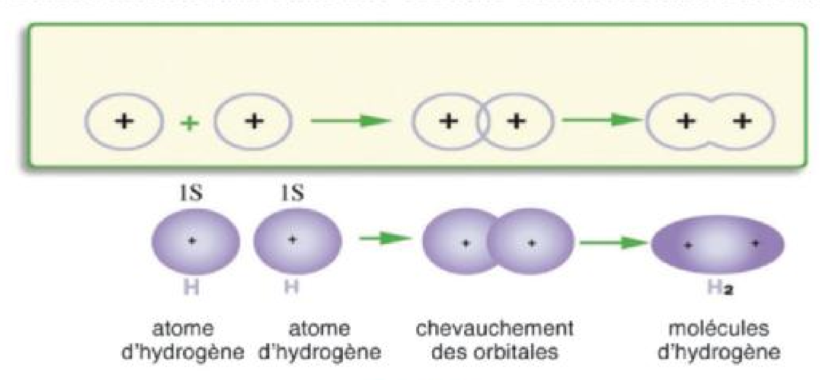
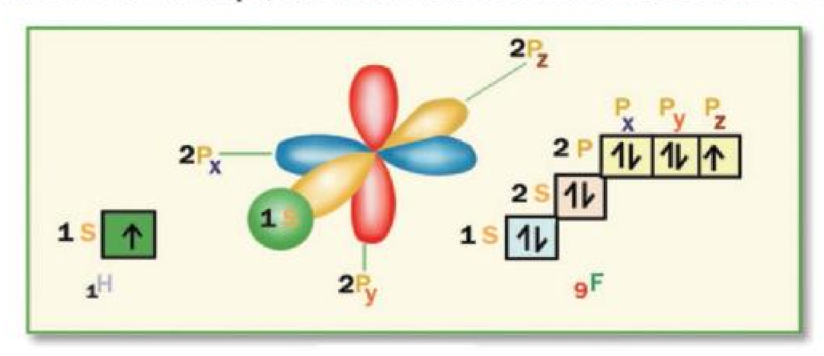


Fig: 3-8

Dans la molécule de fluorure d'hydrogéne, la liaison est assurée par le chevauchement des orbitales (renferment 1 électron célibatair) de l'atome d'hydrogéne et une des orbitales de la sous- couche 2p (renfermant un électron libre de l'atome de fluor).



Les orbitales hachurées ne se sont pas chevauchées car elles sont complétes.

Fig: 3-9

Interprétation de la formation d'une molécule de méthane par la théorie de liaison de valence:

Dans la molécule de méthane CH_4 , l'atome de carbone est lié aux quatre atomes d'hydrogéne par quatre liaison équivalentes en force et en longueur.

La molécule a la forme d'un tétraédre régulier dans lequel les angles qui séparent les liaisons sont de 109.5° chacun. Ceci a été expliqué comme suit:

A l'état libre, l'atome de carbone comprend seulement 2 orbitales qui renferment chacune un électron $2p_x$ et $2p_y$ qui peuvent former 2 liaisons covalentes, mais Le carbone forme 4 liaison covalentes et non pas 2, il faut donc qu'il y ait 4 électrons libres. Ceci a lieu en excitant un des deux électrons de l'orbitale 2s qui se déplace et occupe l'orbitale $2p_z$ qui est vide. De la sorte, on a 4 électrons libres dans l'atome excité.(fig.3-10).

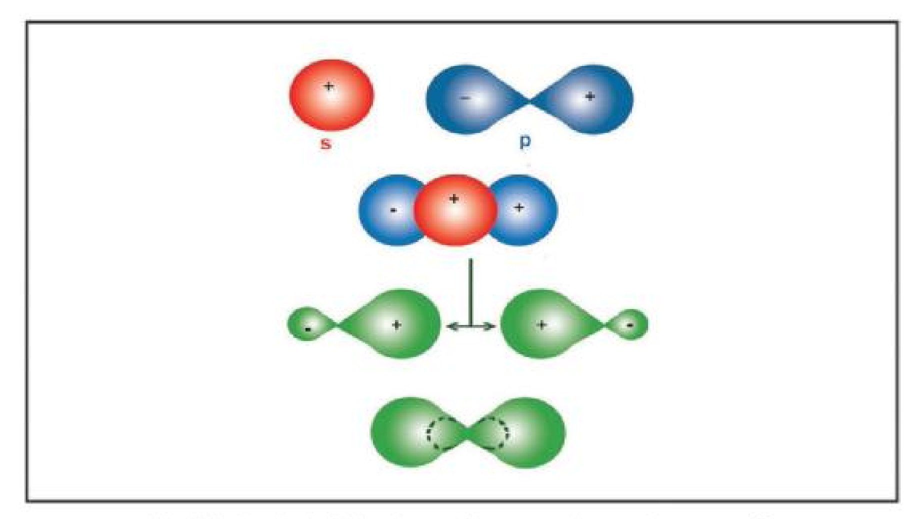


Fig: 3-10

Hybridation

C'est une "réorganisation" de certaines orbitales dans un même atome donnant, en définitive, des orbitales ayant même énergie: ce sont des orbitales hybrides. Étant donné que les quatre liaisons qui vont se former entre l'atome de carbone et les atomes d'hydrogéne sont rigoureusement identiques, il faut supposer qu'il y a une parfaite similitude entre les 4 orbitales où évoluent les électrons de l'atome de carbone qui vont assurer les liaisons covalentes avec les électrons des atomes d'hydrogéne. Ces 4 orbitales sont des hybrides provenant chacune à la fois de l'orbitale (2s) et des orbitales (2p) on leur donne le nom d'orbitales hybrides "sp^3".





l'orbitale hybride dans l'atome de carbone sp^3

Fig: 3-11

L'hybridation ne s'accommplit qu'entre les orbitales d'un même atome qui sont d'énergie voisine. Par exemple, 2s avec 2p; 4s avec 4p avec 3d. En résultat, il se forme un nombre d'orbitales hybrides égal au nombre d'orbitales pures qui entrent en hybridation. La forme des orbitales hybrides diffère de celles des orbitales pures. Elles sont plus proéminentes pour que leur pouvoir de chevauchement soit plus grand que celui des orbitales ordinaires.(fig.3-11).

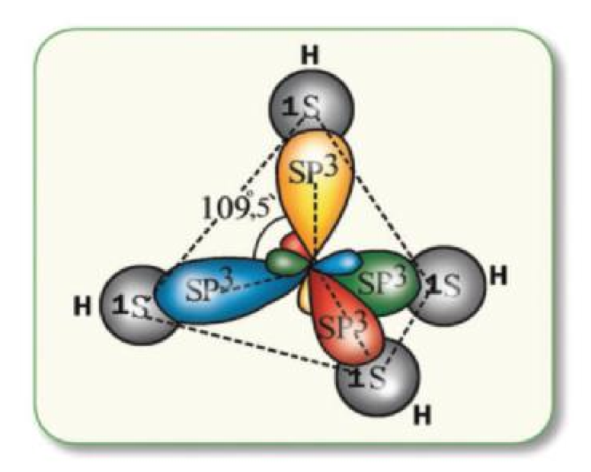
Les valeurs des angles entre les liaison (109,5°) ont été interprétées par le fait que chacune des orbitales hybrides n'ait qu'un électron négatif, elles se séparent l'une de l'autre le plus loin possible dans l'espace pour diminuer les forces de répulsion entre elle. Lorsque les angles entre les orbitales atteignent 109,5°, on aboutit à une structure plus stable que s'ils étaient de 90° par exemple. Pour former la molécule de méthane, les 4 électrons équivalents dans les 4 orbitales (SP^3) de l'atome de carbone se lient avec les 4 atomes d'hydrogéne.

Remarques sur l'hybridation.

1- L'hybridation a lieu entre les orbitales d'un même atome.

2- L'hybridation n'a lieu qu'entre les orbitales d'énergie voisine.

3- Le nombre d'orbitales hybrides = le nombre d'orbitales pures qui entrent en hybridation.



structure de la molécule de méthane

Fig: 3-12

L'hybridation sp^2 est observée dans la molécule d'éthyléne où l'atome de carbone central s'hybride par la manière SP^2 pour former la molécule C_2H_4 comme le montre le figure.

Dans cette figure, on remarque qu'après l'excitation de l'atome de carbone une hybridation a lieu entre deux des orbitales de la sous — couche 2p avec l'orbitale 2s donnant trois orbitales hybrides SP^2.

Pour éviter les forces de répulsion, les orbitales s'éloignent l'une de l'autre le plus possible dans l'espace jusqu' à la stabilisation. A cet état, les angles de liaison sont de 120°. On remarque aussi que l'orbitale $2p_z$ n'est pas entrée en hybridation. Elle est perpendiculaire au plan qui passe par les 3 orbitales (SP^2).



Dans l'exemple précédent, après l'hybridation des 2 atomes de carbone, 2 types de chevauchement ont eu lieu entre les orbitales:

a) Un chevauchement des orbitales (SP^2) pour chacun des atomes de carbone avec l'orbitale (1S) de deux atomes d'hydrogéne pour former la liaison [C-H] et un autre chevauchement de la troisième orbitale sp^2 d'un atome de carbone avec l'orbitale SP^2 du second atome de carbone pour former la liaison [C-C].
   Ce type de liaison est appelé, selon la théorie des orbitales moléculaires, une liaison sigma (σ).

b) Un chevauchement des deux orbitales ($2P_z$) de chacun des atomes de carbone pour former un autre type de liaison appelé liaison pi (π) entre les deux atomes de carbone.

3- La théorie des orbitales moléculaires.

La théorie de liaison de valence considère la molécule comme étant formée du chevauchement des orbitales de 2 atomes ou plus, pour former des liaisons covalentes entre ces atomes. Les autres orbitales, qui n' ont pas participé à la formation de liaison, restent comme elles étaient dans le cas de l'atome isolé. Pourtant, la théorie des orbitales moléculaires considère la molécule comme une seule unité ou un grand atome à multiples noyaux dans lequel a lieu un chevauchement de toutes les orbitales atomiques pour former des orbitales moléculaires. Comme on désigne les orbitales atomiques par les symboles s, p, d, On désigne aussi les orbitales moléculaires par les symboles: sigma (σ) , Pi (π) , delta (δ) erc....

La liaison sigma (σ).

Elle est formée par le chevauchement des orbitales atomiques se faisant face (chevauchement colinéaire), par exemple, le chevauchement de l'orbitale hybride SP^2 de l'atome de carbone et l'orbitale 1s de l'atome d'hydrogéne, également, le chevauchement de l'orbitale SP^2 de l'atome de carbone face a l'orbitale SP^2 de l'autre atome de carbone dans la molécule d'éthyléne.

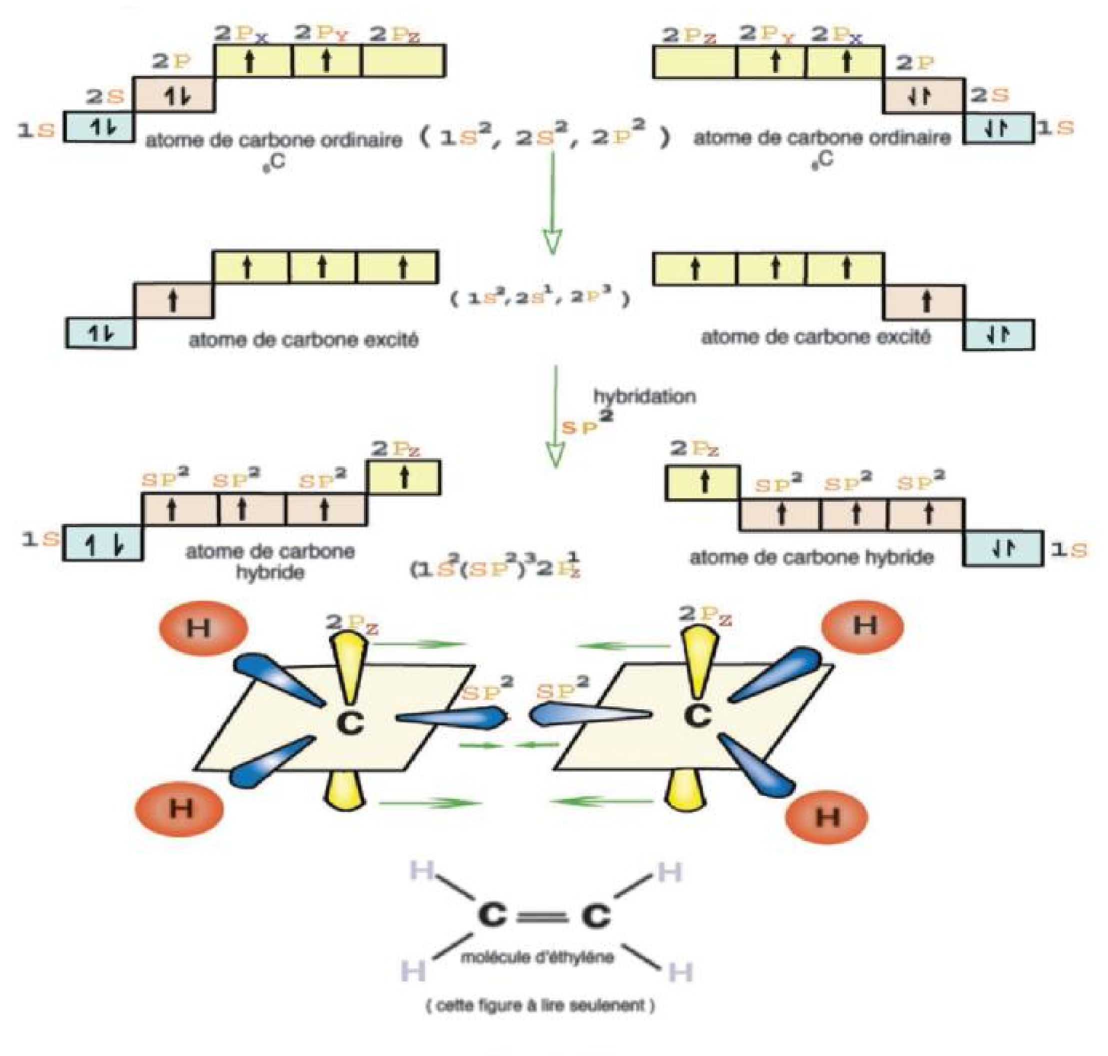


Fig: 3-13





La liaison pi (π).

Elle est formée par le chevauchement de deux orbitales atomiques voisines (chevauchement collatéral). Par exemple, le chevauchement de l'orbitale $2p_z$ de côté avec l'orbitale $2p_z$ de l'autre atome de carbone. Dans la molécule de l'acétyléne C_2H_2, les deux atomes de carbone sont liés ensemble par une seule liaison σ et deux liaisons π. [fig. (3 -14)]

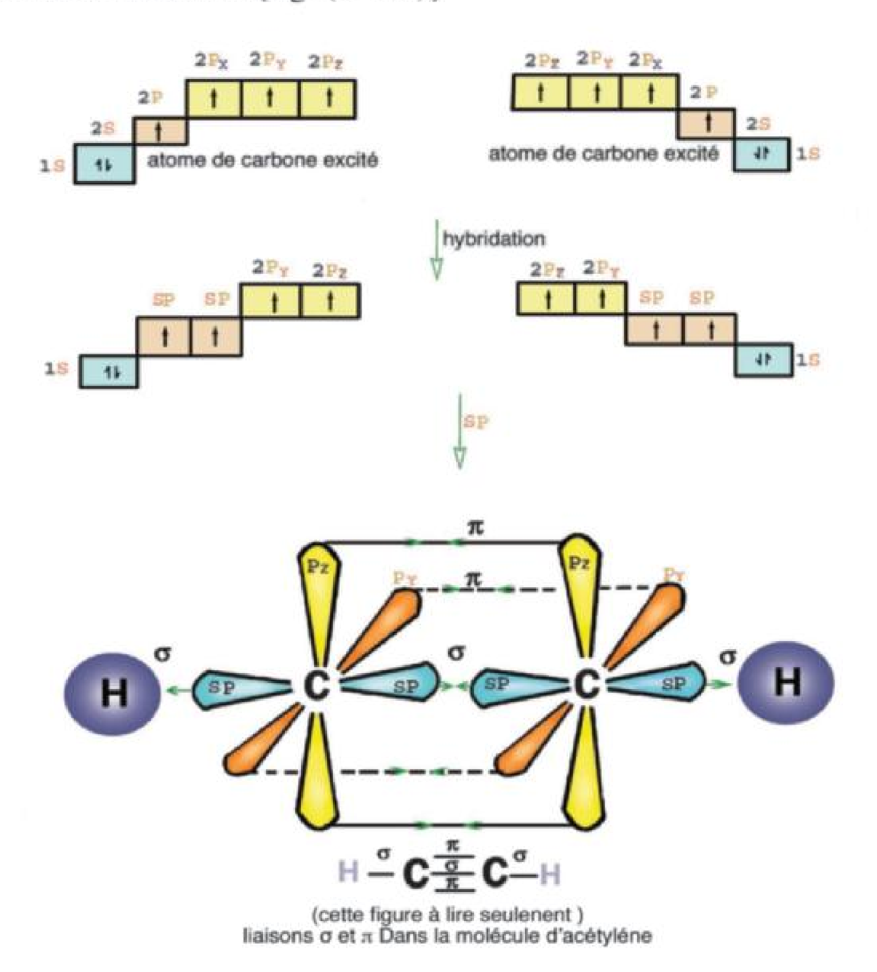


Fig: 3-14

Dans la figure (3 - 14), on remarque qu'après l'excitation de deux atomes de carbone, une hybridation a lieu entre une seule orbitale ($2p_x$) des orbitales; de la sous-couche (2p) avec l'orbitale (2s). Il en résulte deux orbitales hybrides, chacune d'elle est appelée sp.

$$1\,(2s) + 1\,(2p) \longrightarrow 2(sp)$$

Pour éviter les forces de répulsion, les deux orbitales hybrides s'éloignent l'une de l'autre jusqu' à ce que l'angle de liaison soit égal â 180°. Les deux autres orbitales ($2p_y$. $2P_z$) de chaque atome de carbone n'ont pas pris part à l'hybridation. Ensuite, un chevauchement a lieu entre les orbitales atomiques de chacun des atomes pour former les liaisons suivantes:

a) Les liaisons σ: résultant du chevauchement axial entre les orbitales sp d'un atome de carbone et l'orbitale sp de l'autre atome de carbone. Elle résulte aussi du chevauchement de l'orbitale (sp) de l'atome de carbone et l'orbitale (1s) de l'atome d'hydrogéne.

a) Les liaisons π: résultant du chevauchement collatéral entre les deux orbitales parallèles ($2p_y$) et les deux orbitales parallèles ($2p_y$) des deux atomes de carbone.

Les formes des molécules d'aprés la théorie de répulsion des pairs des électrons de valence (VSEPR):

Les formes des molécules differts d'après le nombre des pairs des électrons (libre , liés) qui se trouvent dans les orbitales de l'atome central de la molécule covalente ou se distribuent dans le vide autour de l'atome central de la molécule de façon que la répulsion entre eux est le moindre possible pour former une forme plus stable de la molécule, c'est la théorie de répulsion des pairs des électrons de valence

Le tableau ci dessous montre les formes de quelques molécules d'après la théorie de répulsion des pairs des électrons de valence

Exemples de molécules	Forme de la molécule dans l'espace	Classement des pairs des électrons	Pairs d'électron		
			Libre	Lié	La résultante
F—Be—F BeF_2	Linéaire Ax_2	Linéaire	0	2	2
BF_3	Triangle plan Ax_3	Triangle plan	0	3	3
SO_2	Angulaire Ax_2E (Pairs d'électron libre)		1	2	
CH_4	Tétrahèdre Ax_4	Tétrahèdre	0	4	4
NH_3	Pyramide de base triangulaire Ax_3E		1	3	
H_2O	Angulaire Ax_2E_2		2	2	

Fig: 3-3

(A) représente l'atome central O

(X) représente les atomes liès par l'atome central

(E) représente le pair des électrons libre

Les pairs des électrons libres contrôlent les valeurs des angles entre les liaisons dans la molécule car le pair d'électrons libre est lié d'un côté par le noyau de l'atome central et de l'autre côté , il est répandu dans l'espace, tandis que le pair lié est relié des 2 côtés par les deux noyaux des deux atomes liés.

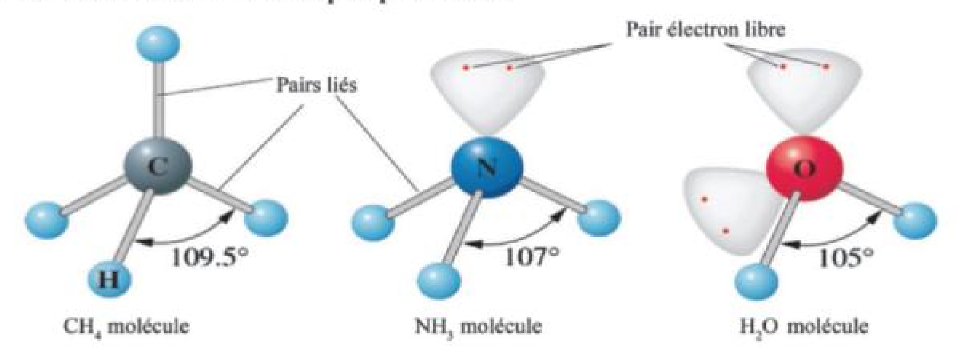
La théorie de répulsion des pairs des électrons de valence.

(L'augmentation du nombre des pairs des électrons libres dans l'atome central de la molécule méne à l'augmentation de la répulsion entre eux ce qui diminue la valeur des angles entre les liaisons covalentes dans la molécule) .

d'une forme générale , la répulsion entre.

(pair libre - pair libre) > (pair libre , pair liés) > (pair liés , pair liés)

Comment peux - tu expliquer la petitesse des valeurs des angles entre les liaisons covalentes dans l'eau par rapport ammoniac et par rapport au méthane à la lumière de ce qui précède?



Pairs libre d'électrons contrôlent la détermination des valeurs des angles entre les liaisons dans la molécule covalente

Fig: 3-4

Les pairs des électrons libres contrôlent les valeurs des angles entre les liaisons dans les molécules

C- la liaison de coordination

C'est un type particulier de covalence dans laquelle les deux électrons du doublet mis en commun proviennent d'un seul des deux atomes formant la liaison: c'est-à-dire que le couple d'électrons occupe une seule orbitale présente dans l'un des deux atomes appelé atome donneur. Ce couple (ou doublet) d'électrons libres est donné à un autre atome renfermant une orbitale vide. C'est- à-dire qui a besoin de ce doublet d'électrons pour arriver à la structure électronique stable. Cet atome est appelé atome récepteur.

Exemple 1: l'ion hydronium $[H_3O]^+$.

Il se forme durant la dissolution des acides dans l'eau où l'ion hydrogène positif est lié à une molécule d'eau neutre.

Exemple 2: L'ion ammonium $[NH_4]^+$.

La liaison de coordination se forme lorsque le proton (H^+) reçoit le doublet d'électrons libres de l'atome d'azote dans la molécule d'ammoniac neutre pour former l'ion ammonium.





Lorsqu'on veut représenter la structure d'un composé, on se sert généralement de lignes droites pour symboliser les liaisons covalentes entre atomes.
Quant à la liaison de coordination, on la représente par une flèche qui part de l'atome donneur vers l'atome récepteur (fig.3 - 15).

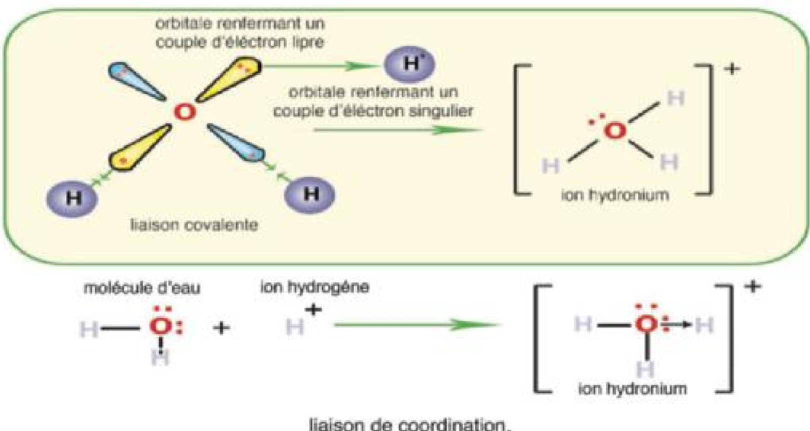


Fig: 3-15

Deuxièmes les liaisons physiques:-

1- La liaison hydrogénèe.

On sait que l'eau bout à 100°C, cette température est très elevée par rapport à un composé comme l'eau dont la masse moléculaire est seulement 18, surtout si on la compare avec la température d'ébullition du sulfure d'hydrogéne de masse moléculaire 34 qui bout à -61 °C. Le point d'ébullition de l'eau est alors plus élevé que ne le laisserait prévoir l'évolution générale des différents hydrures, d'autant plus que l'oxygéne précéde le soufre dans le groupe 6.

L'irrégularité du comportement de l'eau est due à ce que l'atome d'oxygéne est caractérisé par son petit volume, d'où son électro-négativité élevée (3,5), alors que l'électronégativité de l'hydrogéne est 2,1, la molécule d'eau est polarisée. L'atome d'oxygéne dans la molécule porte une charge négative partielle, alors que les deux atomes hydrogène portent chacun une charge positive partielle. Le résultat de la différence des charges est que les molécules d'eau s'attirent au moyen de ce qu'on appelle liaison hydrogèné ou pont hydrogène, car l'atome d'hydrogéne devient semblable à un pont qui relie les deux atomes qui ont une

électro-négativité élevée. Il peut en résulter des agrégats groupant deux ou plusieurs molécules. La figure (3 -14) montre certaines fomtes de cristaux de glace où les molécules d'eau sont liées ensemble par des liaisons hydrogène.

La liaison hydrogénée: une liaison qui se produit entre un atome d'hydrogéne lié dans une liaison polaire

[Comme : F - H , O - H, N - H] avec un paire des électrons libres d'un autre atome liée d'une électronégative élevé [comme: - O, N, F].

Il est clair maintenant que le point d'ébullition relativement élevé de l'eau est dû à ce que l'énergie thermique acquise est exploitée pour la rupture des liaisons hydrogène. Malgré l'influence très claire de la liaison hydrogène sur les propriétés, la force de cette liaison est beaucoup plus petite que les forces des autres liaisons chimiques ordinaires.

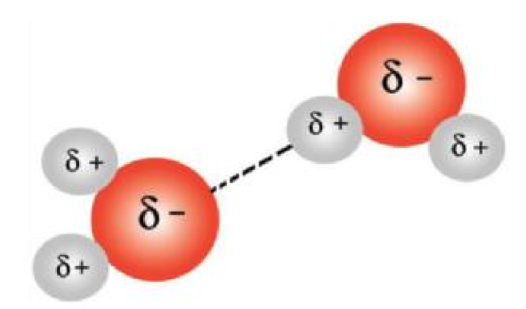


Fig: 3-16

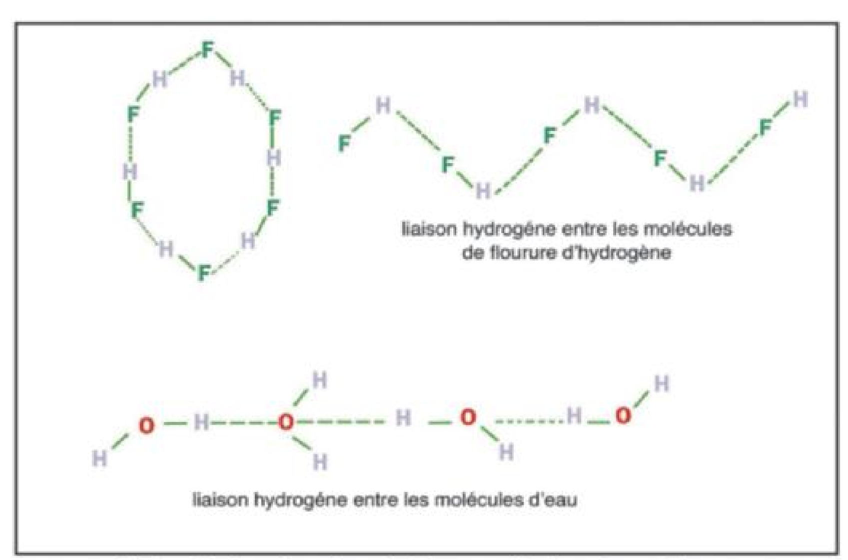
Le tableau suivant montre la différence entre la liaison covalente et la liaison hydrogène:

Nature de la liaison	Longueur de la liaison en A	La force de la liaison en KJ/mole
Liaison covalente	1 A°	418 kj/mole
Liaison hydrogène	3 A°	21 kj/mole



On remarque que la liaison hydrogène est beaucoup plus faible et plus longue que la liaison covalente. La force de la liaison hydrogénè augmente quand la liaison hydrogéne et la liaison covalente polaire sont alignés comme dans le cas des molécules d'eau H_2O et le fluorure d'hydrogéne H-F . et quand la différence d'eléctronégative entre l'hydrogéne et l'autre atome lié augmente la liaison est polaire.

Les composés à liaison hydrogénée prennent plusieurs formes. Les molécules peuvent prendre une forme linéaire, celle d'un anneau fermé ou d'un réseau ouvert (fig. 3-17).



liaison hydrogéne dans le fluorure d'hydrogéne et l'eau.

Fig: 3-17

2- La liaison métallique.

Chaque métal possède un réseau cristallin de forme déterminée,dans laquelle sont rangés les ions positifs du métal.Quant aux électrons du niveau d'énergie externe de l'atome, ils se groupent ensemble pour former un nuage d'électrons libres qui relie ce grand agrégat d'ions métalliques positifs,c'est-à-dire que la liaison métallique résulte du nuage formé par les électrons de valence libres qui diminuent les forces de répulsion entre les ions métallique positifs dans le réseau.

La conductibilité thermique et électrique des métaux est attribuée au électrons de valence libre. Le nombre d'électrons de valence dans l'atome du métal joue un rôle important dans la force de liaison métallique. Ainsi, plus le nombre d'électrons de valence augmente dans l'atome du métal, plus les atomes deviennent cohérents. Par conséquent, le métal devient plus dur et son point de fusion est élevé. Le tableau suivant montre les différences entre les propriétés du sodium, du magnésium et de l'aluminium (des éléments de la troisième période):

Le métal	Nombre d'électrons	Dureté à la mesure de Mohs	Point de fusion°C
Sodium	1	Souple 0.5	98 °C
Magnésium	2	Mou 2.5	650 °C
Aluminium	3	Solide 2.75	660 °C

EVALUATION

1) Définir chacun des phénomènes suivants:

a) La réaction chimique.
b) La liaison ionique.
c) La liaison covalente.
d) La liaison de coordination.
e) La liaison hydrogène.

2) Choisir la réponse correcte:

a. Soient les éléments $_9A$. $_{10}B$ et $_{11}C$. Est-ce que:

a) B s'unit avec C.
b) B s'unit avec lui-même.
c) A s'unit avec B.
d) C s'unit avec A.

b. Le nombre atomique d'un élément est 9. La liaison qui se forme entre 2 de ses atomes est une liaison:

a) métallique.
b) de coordination.
c) ionique.
d) covalente.



c. La liaison du fluorure d'hydrogéne est une liaison covalente polaire car les deux atomes différent par :

a) Leur position dans le tableau périodique.

b) Leur électro-négativité.

c) Leur affinité électronique.

d) Leur potentiel d'ionisation.

d. Les orbitales hybrides sp ont les propriétés suivantes:

a) elles sont au nombre de 3.

b) elles sont au nombre de 2.

c) elles sont linéaires.

d) b et c ensemble.

e. Dans la molécule de l'acétyléne,

a) La liaison entre les deux atomes de carbone est double: une sigma et l'autre pi.

b) La liaison entre les deux atomes de carbone est triple: une sigma et deux pi.

c) Chaque atome de carbone utilise un groupe hybride sp.

d) b et c ensemble.

f. Lorsque deux atomes d'oxygéne s'unissent pour former une molécule de dioxygéne, alors

a) Chaque atome met en commun un électron pour former une seule liaison covalente.

b) Un des deux atomes donne un couple d'électrons a l'autre atome.

c) Chaque atome met en commun un couple d'électrons.

d) Il se forme entre les deux atomes une liaison covalente Polaire.

3) Commenter:

1- Bien que le soufre se trouve directement sous l'oxygéne dans le groupe 6 du tableau périodique, les points d'ébullition de leurs hydrures sont très différents, ainsi l'eau bout à 100°C, alors que le sulfure d'hydrogéne bout à - 61°C.

2- L'ion négatif de fluor et l'ion positif de sodium possèdent le même nombre d'électrons.

3- La formation de la liaison de coordination dans l'ion d'ammonium ?

4- La molécule CO_2 est non -polaire malgré que elle renferme 2 liaisons polaires

5- La valeur de l'angle entre les liaisons dans la molécule de l'ammoniac est inférieure à celle dans la molécule de méthane.

4) Répondre aux questions suivantes:

a. Quel est le genre de liaison dans les composés suivants :

KH, CaO, HCℓ, SO_2 , NO et KCl?

b. Classer les liaisons suivantes d'aprés l'ordre croissant de leur polarité:

P-Cℓ , N-O, H-H , C=O et H-Cℓ

5) Écris te terme scientifique :

a. Une liaison formée par le chervauchement de deux orbitales atomiques voisines [chevauchement collatéral]

b. Une liaison formée quand l'atome d'hydrogène liée entre deux atomes ont l'éléctronégativité élevée.

c. Un ion formé quand l'ion d'hydrogène positif lié avec une molécule d'eau.

d. Une liaison a lieu entre deux éléments où, La différence d'éléctronigativité = zéro.

6) Montre par un croquis la méthode de Louis pointillée la liaison entre :

a- Le sodium avec le chlore pour former l'unité formulaire de NaCl.

b- Le nitrogéne avec l'hydrogéne pour former le molécule NH_3.

7) Compare entre chaque deux pairs de ce qui suit de point de vue (la forme de la molécule dans l'espace, nombre de pairs des électrons libre et liés)

a- BF_2 , CH_4 b - SO_2 - BF_3

8) Redessiner la structure de la molécule de l'hydrogène NH_2 - NH_2 ci-contre en montrant la répartition pointillée des pairs des électrons (libres et lies).

H H

H N N H

9) Détermine la forme dans l'espace de la molécule qui renferme deux pairs liés, un pair libre en écrivant l'expression symbolique.

10) Déduis le nombre de chancun de: les pairs liés , les pairs libres et le classement des pairs délectrons de la molécule AX_2E.

CHAPITRE 4

LES ÉLÉMENTS REPRÉSENTATIFS DES GROUPES RÉGULIERS





Les objectifs

Ala fin de L'étude du chapitre de la classification des élèments. L'élève doit être capable de:

- Connâitre les propriétés générales des mêtaux alcalins .
- Conclure la mêthode de l'extraction des métaux à partir de ses minerais.
- Savoir les proprétés d'hydroxyde de sodium.
- Faire quelques experiences pour mettre en evidence des radicaux alcalins.
- Connâitre la méthode de préparation de carbonate de sodium au laboratoire et dans l'industrie.
- Connâitre les éléments de la 5ème groupe et leurs structure électonique.
- Déterminer les nombres d'oxydation de l'Azote dans les différents composés.
- Connâitre les proprétés de L'Azote .
- Connâitre les méthodes de preparations du gaz ammoniac au laboratoire et dans l'industrie .
- Mettre en évidence le gaz ammoniac .
- Connaitre la méthode de préparation de l'acide sufurique.
- Connâitre les propriétés de l'acide sulfurique.
- Distinguer les sels de nitrates et nitrites.
- Connâitre l'importance économique des éléments du groupe 5A.
- Savoir le rôle des savants dans l'évolution l'humanité.

Les éléments représentatifs des groupes réguliers:

L'étude du tableau périodique nous permit de classer les éléments pour faciliter leur étude d'une manière ordonnée.

Nous allons abordé l'étude des éléments typiques de quelques groupes réguliers. Le mot "***régulier***" veut dire que les éléments de ce groupe représentent une progression réguliére qu'on ne peut pas trouver dans les éléments de transition. Dans ce présent chapitre, nous présentons une étude plus détaillée de la chimie de ces éléments et de l'influence des facteurs déjà étudiés comme, par exemple, le rayon de l'atome, le potentiel d'ionisation, l'éléctronégativité, sur les propriétés chimiques et physiques de ces éléments.

Premièrement :Les éléments du groupe (S) :

Example : Les éléments du groupe IA. Les métaux alcalins

Les éléments de ce groupe sont connus par les métaux alcalins (composés alcalins ou les alcalis) ; les musulmans ont donné le nom de (Al Quily) aux Composés de sodium et de potassium. Cette dénomination fut utilisée par les Européens pour devenir (alcalis), puis elle finit par comprendre tous les éléments du premier groupe.

Les Eléments	Le Symbol et le nombre atomique	Répartition Eléctronique
Le Lithium	$_{3}Li$	$1s^2$, $2s^1$
Le Sodium	$_{11}Na$	$[Ne]3s^1$
Le Potassium	$_{19}K$	2 , 8 , 8 , 1 $[Ar]4S^1$
Le Rubidium	$_{37}Rb$	2 , 8 , 18 , 8, 1 $[kr]5S^1$
Le CÈsium	$_{55}CS$	2, 8 , 18 , 18 , 8 , 1 $[xe]6S^1$
Le Francium	$_{87}Fr$	2 , 8, 18 , 32 , 18 , 8 , 1$[Rn]7S^1$



Etat naturel des éléments alcalins dans la nature :

Le Sodium et le Potassium sont très répandus dans l'écorce terrestre.

Ils occupent le sixième et le septième rang dans la répartition des éléments dans l'écorce terrestre. Le principal minerai de Sodium est le sel rocheux (**Na Cℓ**). Le principal minerai de Potassium est le chlorure de potassium (**KCℓ**) qui se trouve dans l'eau de mer et dans les dépôts de carnallite **$KC\ell MgC\ell_2.6H_2O$**. Le reste des métaux de ce groupe se trouvent rarement dans la nature. Le Fracium est un élément radioactif qui ne fut découvert qu'en 1946 comme un produit de désintégration de l'élément actinium.

$$^{227}_{89}Ac \longrightarrow ^{223}_{87}Fr + ^{4}_{2}He$$

La quantité formée de l'élément Fr dans la réaction précédente étant trop petite, on ne connaît de ses propriétés que son nombre atomique et sa masse atomique approximative.

Ses propriétés ressemblent a celles de Césium, la période de demi-vie du Francium est de 20 minutes seulement.

Les propriétés générales du groupe IA (métaux alcalins):

1- Tous les éléments du groupe sont caractérisés par la présence d'un électron libre dans la couche externe, par conséquence due a la présence d'un électron dans la couche externe (ns^1) ce qui donne aux éléments les caractères communs suivants:

a) Chacun des éléments de ce groupe occupe le début d'une nouvelle période dans le tableau périodique.

b) Ils ont tous le même nombre d'oxydation (+1).

c) Ils sont très réactifs car ils perdent facilement l'électron de valence, c'est pour cette raison que les valeurs de leur potentiel de la première ionisation sont inférieures aux valeurs de potentiel d'ionisation de tous les autres éléments connus.

Quant au potentiel de deuxième ionisation, il est très élevé car il cause la rupture d'une couche d'énergie complète (rupture d'un système électronique stable).

d) La plupart de leurs composés sont ioniques. L'ion de chaque élément ressemble à la structure du gaz inerte qui le précédé.

e) Ils sont des agents réducteurs très forts.

f) Le nombre d'électrons de la couche de valence de l'atome du métal est un des facteurs qui détermine la force de cohésion métallique. Etant donné que les éléments du groupe IA renferment un électron seulement dans la couche de valence, les éléments de ce groupe se caractérisent par la faible cohésion de leurs atomes. C'est pour cette raison qu'ils sont les métaux les plus mous et qu'ils possèdent les points de fusion et d'ébullition les plus bas.

2- Les atomes des éléments de ce groupe ont le plus grand volume atomique connu.

Le volume atomique de chaque élément est le plus grand de sa période.

Le volume atomique augmente dans le groupe avec l'augmentation du nombre atomique. L'augmentation du volume atomique des éléments de ce groupe a les conséquences suivantes :

a) L'augmentation du rayon de l'atome affaiblit la liaison entre l'électron de valence et le noyau de l'atome. Par conséquent, sa perte sera facile. C'est pour cette raison que les éléments de ce groupe sont les plus électropositifs connus et leur réactivité chimique est la plus grande.

b) Le grand volume atomique et le faible potentiel d'ionisation des éléments de ce groupe sont exploités dans les cellules photoélectriques. C'est le cas du Césium et du Potassium, car l'exposition de ces matières à la lumière libère des électrons de la surface du métal (Phénomène Photoélectrique).

c) Ils sont caractérises par leur faible densité.

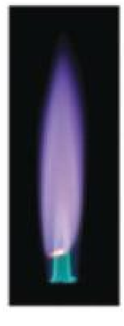
d) L'électronegativité de ces éléments est très faible si elle est comparée a celle des autres éléments.

Ainsi, leur union avec les non-métaux forme des composés ioniques forts.



3- Lorsqu'on excite les électrons des atomes de ces éléments à des niveaux d'énergie, supérieures ils donnent les couleurs caractéristiques de ces éléments

L'élément	La couleur
Le Lithium	Pourpre
Le Sodium	Jaune Doré
Le Potassium	Violet Claire
Le Césium	Bleu Ciel






Ce tableau est utilisé pour l'identification de ces éléments (***expérience sèche a la flamme du bec Bunsen***)

On introduit un fil en platine dans l'acide Chlorhydrique concentré pour le nettoyer puis on le plonge dans le sel inconnue, puis on l'explose a la flamme incolore du bec Bunsen, la flamme acquira la couleur spécifique en indiquant le cation de l'élément.

4- Vu à la grande activité des éléments de ce groupe, on les garde à l'abri de l'air et de l'humidité en les immergeant dans les hydrocarbures liquides comme le Kéroséne.

5 - Action de l'air atmosphérique.

Tous les éléments de ce groupe sont chimiquement actifs. Ils se rouillent facilement à l'air et perdent ainsi leur brillant métallique par suite de la formation des oxydes correspondants.

Seul le Lithium s'unit avec l'azote de l'air pour former du Nitrure de Lithium qui, à son tour, s'unit avec l'eau pour donner l'Ammoniac.

$$\underset{(s)}{6Li} + \underset{(g)}{N_2} \xrightarrow{\Delta} \underset{(s)}{2Li_3N}$$

$$\underset{(s)}{Li_3N} + \underset{(l)}{3H_20} \longrightarrow \underset{(aq)}{3LiOH} + \underset{(g)}{NH_3} \uparrow$$

6 - Avec l'eau.

Les éléments de ce groupe sont les plus actifs des éléments connus et occupent le sommet de la série électrochimique. C'est pour cette raison qu'ils déplacent l'hydrogéne de l'eau. La réaction est accompagnée d'un dégagement d'une grande quantité de chaleur qui conduit à la combustion de l'hydrogéne dégage. La violence de cette réaction augmente du Lithium au Césium.

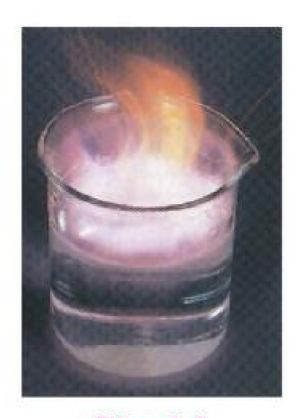


Fig: 4-2
La reaction du sodium avec l'eau

$$\underset{(s)}{2Na} + \underset{(\ell)}{2H_2O} \longrightarrow \underset{aq}{2NaOH} + \underset{(g)}{H_2}\uparrow$$

Peut-on éteindre les incendies de Sodium avec de l'eau ? Pourquoi ?

7 - Avec l'Oxygéne.

La progression de l'activité des éléments de ce groupe est illustrée par leur réaction avec l'oxygéne. La combustion de ces éléments produits 3 genres d'oxygéne : Le Lithium donne le peroxyde de Sodium (Na_2O_2) qui se caractérise par la présence de l'ion peroxyde $(O_2)^{-2}$ dont le nombre d'oxydation de l'oxygéne est (-1). Quant au Potassium, Rubidium et Césium, ils donnent des superoxydes (KO_2) dont le nombre d'oxydation de l'Oxygéne est $(-\frac{1}{2})$

$$\underset{(s)}{4Li} + \underset{(g)}{O_2} \xrightarrow{180\ C^o} \underset{(s)}{2Li_2O} \text{ (Oxyde de Lithium)}$$

$$\underset{(s)}{2Na} + \underset{(g)}{O_2} \xrightarrow{300\ C^o} \underset{(s)}{Na_2O_2} \text{ (Peroxyde de Sodium)}$$

$$\underset{(s)}{K} + \underset{(g)}{O_2} \xrightarrow{300\ C^o} \underset{(s)}{KO_2} \text{ (Super-Oxyde de Potassium)}$$

Le super-oxyde de potassium réagit avec le gaz carbonique et donne de l'oxygéne. cucia

$$\underset{(s)}{4KO_2} + \underset{(g)}{2CO_2} \xrightarrow[catalyst]{CuCl_2} \underset{(s)}{2K_2CO_3} + \underset{(g)}{3O_2}$$



Les composés peroxydes et su peroxydes fonctionnent comme des agents oxydants qui réagissent avec l'éau et les acides formant le super oxyde d'hydrogéné et l'oxygène

$$\underset{(s)}{Na_2O_2} + \underset{aq}{2HC\ell} \longrightarrow \underset{(aq)}{2\,NaC\ell} + \underset{(aq)}{H_2O_2}$$

$$\underset{(s)}{2\,KO_2} + \underset{(aq)}{2\,HC\ell} \longrightarrow \underset{(aq)}{2\,KC\ell} + \underset{(aq)}{H_2O_2} + \underset{(g)}{O_2}\uparrow$$

On profite de cette réaction pour remplacer le gaz carbonique par l'oxygéne dans une atmosphère fermée comme les sous-marins et les avions qui survolent à de très haute altitudes et ou l'air expiré, renfermant un taux élevé de CO_2, passe à travers des filtres contenant du super-oxyde de Potassium et le catalyseur.

On peut préparer les oxydes de ces métaux en faisant dissoudre le métal dans du gaz ammoniac liquéfie, puis on ajoute la quantité calculée d'oxygéne. L'oxygéne idéal de ces éléments est X_2O ou X représente le symbole de l'élément. C'est un oxyde basique fort qui réagit avec l'eau en donnant les plus forts alcalis connus, excepte Li_2O.

8 - Avec les acides.

Ces éléments prennent la place de l'hydrogéne des acides. La réaction est très violente.

$$\underset{(s)}{2Na} + \underset{(aq)}{2HC\ell} \longrightarrow \underset{(aq)}{2NaC\ell} + \underset{(g)}{H_2}$$

9 - Avec L'hydrogéne.

Ces éléments réagissent avec l'hydrogéne formant les hydrures.

$$\underset{(s)}{2Li} + \underset{(g)}{H_2} \xrightarrow{\Delta} \underset{(s)}{2LiH} \text{ Lithium hydride}$$

$$\underset{(s)}{2Na} + \underset{(g)}{H_2} \xrightarrow{\Delta} \underset{(s)}{2NaH} \text{ Sodium hydride}$$

Les hydrures sont des composes ioniques dont le nombre d'oxydation de l'ion hydrogène est (-1). Les hydrures sont des agents réducteurs qui réagissent avec l'eau et dégage l'hydrogéne

$$\underset{(s)}{LiH} + \underset{(\ell)}{H_2O} \longrightarrow \underset{(aq)}{LiOH} + \underset{(g)}{H_2}$$

10 - Avec les halogènes.

Les métaux alcalins réagissent vigoureusement avec les halogènes.

La réaction est accompagnée d'une explosion. Il se forme des halides ioniques fortement stables.

$$\underset{(s)}{2Na} + \underset{(g)}{C\ell_2} \longrightarrow \underset{(s)}{2\ NaC1}$$

$$\underset{(s)}{2K} + \underset{(\ell)}{Br_2} \longrightarrow \underset{(s)}{2\ KBr}$$

11 - Avec les non-métaux

Les métaux alcalins réagissent, a chaud, directement avec le soufre et le phosphore.

$$\underset{(s)}{2Na} + \underset{(s)}{S} \xrightarrow{\Delta} \underset{(s)}{Na_2S} \text{ sulfure de sodium}$$

$$\underset{(s)}{3K} + \underset{(s)}{P} \xrightarrow{\Delta} \underset{(s)}{K_3P} \text{ phosphure de potassium}$$

12- Effet de la chaleur sur les sels oxygènes des alcalis.

Les sels oxygènes des alcalis sont caractérises par leur stabilité thermique.

a) Tous les carbonates des alcalis ne se décomposent pas par la chaleur, sauf le carbonate de lithium qui se décompose à 1000 C.

$$\underset{(s)}{Li_2\,CO_3} \xrightarrow{1000\ C^o} \underset{(s)}{Li_2O} + \underset{(g)}{CO_2}$$

b) Les nitrates des alcalis se décomposent partiellement en nitrite du métal + oxygène.

$$\underset{(s)}{2NaNO_3} \xrightarrow{\text{chaleur}} \underset{(s)}{2NaNO_2} + \underset{(g)}{O_2}\uparrow$$

La décomposition du nitrate de potassium est accompagnée d'une forte explosion, ce qui est utilisé dans la fabrication de la poudre a canon.

Remarque : Le nitrate de sodium n'est pas utilisé dans ce sens car il est hygroscopique, c'est-à-dire qu'il absorbe l'humidité de l'air.



Extraction des métaux

Les éléments de ce groupe sont les agents réducteurs connus les plus forts, c'est-à-dire que ce sont les éléments qui ont le plus grand pouvoir de perdre des électrons de valence. C'est pour cette raison qu'ils ne se trouvent pas à l'état libre dans la nature. Ils se trouvent sous forme de composes ioniques.

La méthode utilisée pour préparer ces matières consiste à faire l'electolyse de leurs halides en fusion en présence de fondants qui diminuent les points de fusion de ces halides.

$$\text{à la cathode } 2Na^+ + 2e^- \longrightarrow 2\,Na$$

$$\text{à l'anode } 2C\ell^- \longrightarrow C\ell_2 + 2\,e^-$$

LES COMPOSES DU SODIUM LES PLUS CONNUS

1 - L'hydoxyde de sodium NaOH

a. Les propriétés les plus importants

Un composé solide de couleur blanc déliquescent.

★ Son effet est caustique sur la peau.

★ Facilement soluble dans l'eau formant une solution alcaline avec un dégagement d'énergie thermique qui résulte de la dissolution (dissolution exothermique).

★ Réagit avec les acides on produisant un sel sodique de l'acide et de l'eau.

$$\underset{(aq)}{NaOH} + \underset{(aq)}{HC\ell} \longrightarrow \underset{(aq)}{NaC\ell} + \underset{(l)}{H_2O}$$

$$\underset{(aq)}{2NaOH} + \underset{(aq)}{H_2SO_4} \longrightarrow \underset{(aq)}{Na_2SO_4} + \underset{(l)}{2H_2O}$$

B. Usages:

1. L'hydroxyde de sodium entre dans plusieurs industries comme:
   - La fabrication du savon.
   - La fabrication de la soie artificielle.
   - La fabrication des papiers.
2. Entre dans la purification du pétrole des impuretés acides.
3. Mettre en évidence des radicaux basiques (les cations)

   a) Mise en évidence du cation cuivre (Cu^{2+})

   Solution du sel + solution d'hydroxyde de sodium → un précipite bleu d'hydroxyde de cuivre II qui noircit par chauffage

$$\underset{(aq)}{CuSO_4} + \underset{(aq)}{2NaOH} \longrightarrow \underset{(aq)}{Na_2SO_4} + \underset{\text{bleu ppt (s)}}{Cu(OH)_2 \downarrow}$$

$$\underset{(s)}{Cu(OH)_2} \xrightarrow{\text{heat}} \underset{(\ell)}{H_2O} + \underset{\text{ppt noir (s)}}{CuO \downarrow}$$

   b) Mise en évidence du cation aluminium (Al^{3+})

   Solution du sel + solution d'hydroxyde de sodium → ppt blanc d'hydroxyde d'aluminium soluble dans l'excès d'hydroxyde de sodium en formant mèta-aluminate de sodium

$$\underset{(aq)}{A\ell C\ell_3} + \underset{(aq)}{3NaOH} \longrightarrow \underset{(aq)}{3NaC\ell} + \underset{(s)}{A\ell(OH)_{3\ \text{ppt blanc}}}$$

$$\underset{(s)}{A\ell(OH)_3} + \underset{(aq)}{NaOH} \longrightarrow \underset{(aq)}{NaA\ell O_2} + \underset{(l)}{2H_2O}$$

méta aluminate de sodium

2 - Le Carbonate de sodium Na_2CO_3

a - Préparation

> Au laboratoire :

On faisant passer le gaz du dioxyde de carbone sur une solution d'hydroxyde de sodium chauffé, puis on laisse la solution à refroidir graduellement de sorte que les cristaux de carbonate de sodium se séparent.



$$\underset{(q)}{2NaOH} + \underset{(q)}{CO_2} \xrightarrow{\Delta} \underset{(aq)}{Na_2C0_3} + \underset{(l)}{H_2O}$$

Le carbonate de sodium hydraté est connu par la soude de lessive $Na_2 CO_3 . 1O H_2O$ car il est utilisé pour enlever la dureté due à la présence des sels Ca^{+2}, Mg^{+2} dans l'eau, car il réagit avec eux formant le carbonate de calcium et de magnésium insoluble dans l'eau

$$\underset{(aq)}{Na_2 CO_3} + \underset{(aq)}{Ca SO_4} \longrightarrow \underset{(aq)}{Na_2 SO_4} + \underset{(s)}{Ca CO_3}$$

$$\underset{(aq)}{Na_2 CO_3} + \underset{(aq)}{Mg SO_4} \longrightarrow \underset{(aq)}{Na_2 SO_4} + \underset{(s)}{Mg CO_3}$$

Dans l'industrie .(Procédé de Solvay)

On faisant passer le gaz ammoniac et le dioxyde de carbone sur la solution concentrée de chlorure de sodium produisant le bicarbonate de sodium.

$$\underset{(g)}{NH_3} + \underset{(g)}{CO_2} + \underset{(aq)}{NaC\ell} + \underset{(\ell)}{H_2O} \xrightarrow[\text{chaleur}]{} \underset{(aq)}{NaHCO_3} + \underset{(aq)}{NH_4C\ell}$$

Par chauffage du bicarbonate de sodium se décompose en carbonate de sodium ; de l'eau et de dioxyde de carbone.

$$\underset{(aq)}{2NaHCO_3} \xrightarrow{\Delta} \underset{aq}{Na_2CO_3} + \underset{(g)}{CO_2} + \underset{(l)}{H_2O}$$

Les propriétés les plus important

1) Poudre blanc facilement soluble dans l'eau et sa solution a un effet basique
2) N'est pas influence par la chaleur, elle fond sans se décompose.
3) Réagit avec les acides et se dégage le dioxyde de carbone

$$\underset{(s)}{Na_2CO_3} + \underset{(aq)}{2HC\ell} \longrightarrow \underset{(aq)}{2NaC\ell} + \underset{(l)}{H_2O} + \underset{(g)}{CO_2}$$

Usages :

1. La fabrication des verres.
2. La fabrication des papiers.
3. Le tissage.
4. Elimination de la dureté de l'eau.

Le rôle chimique vital du sodium :

Les ions du sodium sont les plus répandus dans le plasma du sang et les solutions entourant les cellules du corps, ils jouent un rôle important dans les opérations vitales, car ils forment le milieu nécessaire pour la transmission des matiéres nutritives comme le glucose et les acides aminés, parmi les sources naturels du sodium les légumes spécialement le Céleri et le lait et ses produits .

le rôle chimique vital du potassium

Les ions de potassium sont les plus répondus dans la cellule , jouent un rôle important pour synthétiser les protéines qui contrôle la réaction chimique de la cellule, et dans l'oxydation du glucose dans la cellule pour produire l'énergie nécessaire à son activité parmis ces sources naturels : la viande le lait , les oeufs, les légumes et les céréales

Example :

Les éléments du groupe V A.

Il est formé des cinq éléments suivants:

Les Eléments	Les Eléments	Répartition Electronique
L'azote	$_{7}N$	$1S^2 2S^2 2P^3$
Le phosphore	$_{15}P$	[Ne] $3S^2 3p^3$
L'arsenic	$_{33}AS$	[Ar]$4S^2 3d^{10} 4p^3$
L'antimoine	$_{51}Sb$	[kr]$5S^2$, $4d^{10}$, $5p^3$
Le bismuth	$_{83}Bi$	[xe] 6S,$4f^{14} 5d^{10} 6p^3$

Etats Naturel

Les éléments de ce groupe ne sont pas répandus dans la nature à part l'azote qui forme 4/5 environ du volume de l'air atmosphérique. Le phosphore est considère comme l'élément le plus répandu dans l'écorce terrestre. Il se trouve sous forme :

A. Le phosphorite "phosphate naturel de calcium $Ca_3 (PO_4)_2$".

B. L'apatite [$Ca F_2 . Ca_3 (PO_4)_2$] c'est un sel mixte de fluorure et de phosphate de calcium.



L'arsenic : se trouve sous forme de sulfure d'arsenic As_2S_3.

L'antimoine : se trouve sous forme de sulfure d'antimoine Sb_2S_3.

Le bismuth : se trouve sous forme de sulfure de bismuth Bi_2S_3.

Les propriétés générales des éléments du groupe V A

1- Le caractère non-métallique prédomine les propriétés de ce groupe. Le caractère métallique augmente avec l'augmentation du nombre atomique.

★ L'azote et le phosphore sont des non-métaux.

★ L'arsenic et l'antimoine sont des métalloïdes.

★ Le bismuth est un métal mais à faible conductibilité électrique

2. La molécule d'azote est formée de deux atomes : celle de phosphore, d'arsenic, d'antimoine, est formée de quatre atomes lorsqu'ils sont a l'état de vapeur, a une température très élevée : P_4, As_4, Sb_4.

   Le bismuth forme un cristal métallique ; ses molécules, à l'état de vapeur et à une température élevée, sont biatomiques Bi_2 .

   Par conséquent, il fait exception à la plupart des métaux dont les molécules sont monoatomiques à l'état de vapeur.

3. Les éléments de ce groupe ont plus d'un nombre d'oxydation dans les différents composés qui varie entre (-3) et (+5) : ils gagnent 3 électrons par covalence ou perdent 5 électrons.

Le tableau suivant donne les nombres d'oxydation de l'azote pour certaines de ses espèces chimiques :

Espèce chimique	Le symbole	Nombre d'oxydation
L'ammoniac	NH_3	-3
L'hydrazine	(N_2H_4): NH_2NH_2	-2
L'hydroxylamine	NH_2OH	-1
Le diazote	N_2	ZERO
L'oxyde nitreux	N_2O	+1
L'oxyde nitrique	(N_2O_2): NO	+2
Le trioxyde d'azote	N_2O_3	+3
Le bioxyde d'azote	(N_2O_4): NO_2	+4
Le pentoxyde d'azote	N_2O_5	+5

On remarque que les nombres d'oxydation positifs apparaissent dans les composés oxygènes, car l'oxygène est plus électronégatif que l'azote.

4. L'allotropie

L'allotropie caractérise un élément qui a plusieurs formes ayant les mêmes propriétés chimiques et des propriétés physiques différentes. Le phénomène de l'allotropie est due à l'expérience de l'élément sous plusieurs formes cristallines qui diffèrent dans l'ordre et le nombre des atomes.

L'élément	Les formes allotropiques
Le phosphore	blanc- rouge- violet
L'arsenic	noir- gris- jaune
L'antimoine	jaune- noir

Quant au bismuth et à l'azote, ils ne présentent pas de formes allotropiques.

5. Avec l'oxygéne

Tous les éléments de ce groupe forment des oxydes. Quelques-uns sont acides comme N_2O_5 d'autres sont amphotéres comme Sb_2O_3 et d'autres sont basiques comme Bi_2O_5. La basicité augmente avec l'augmentation du nombre atomique et l'acidité diminue avec l'augmentation du nombre atomique.

6. Avec l'hydrogéne

La plupart des éléments du groupe forment des composés avec l'hydrogéne dont le nombre d'oxydation de l'élément est (-3), comme l'ammoniac NH_3, le phosphine PH_3, et l'arsine AsH_3.

Comme il reste encore un couple d'électrons libres dans la couche valentielle de l'atome central de ces composés, ils peuvent donner ce couple à d'autres atomes ou ions pour former une liaison de coordination.

On remarque que la molécule d'ammoniac est basique et plus fort que la molécule de phosphine. Le caractère polaire des composés hydrogènes des éléments du groupe diminue avec l'augmentation du nombre atomique et par suite, leur solubilité dans l'eau diminue. De même, ils ne sont pas thermiquement stables, la moindre chaleur les dissocie.



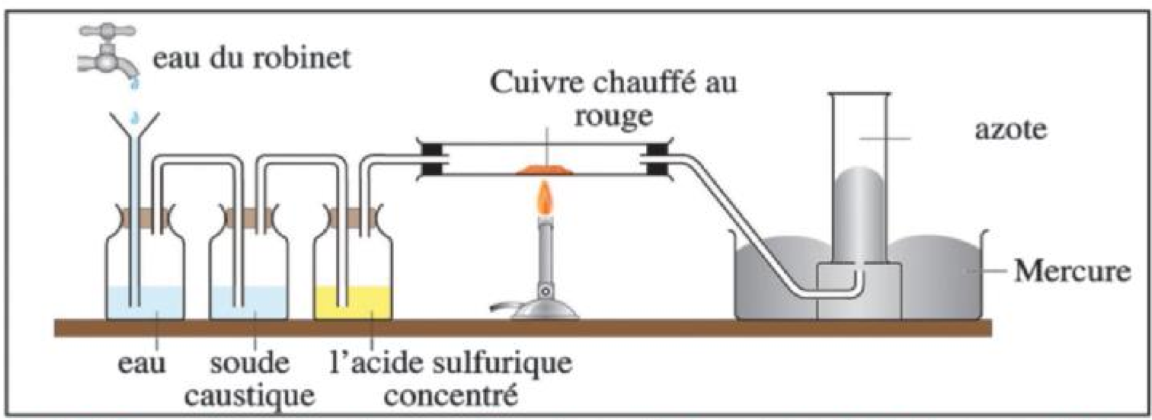
L'élément le plus connu du groupe V (A)

L'azote N2

Préparation du gaz nitrogéne au laboratoire

1) la méthode principale : préparé de l'air atmosphérique (figuré 4 - 2), en éliminant CO_2 , vapeur d'eau et le gaz oxygène .

Ce sont les mêmes étapes de la préparation du gaz dans l'industrie



(fig 4-3) La préparation du gaz nitrogéne au la boratoire de l'air atmosphérique

on laisse passer les produits sur le solution d'hydroxyde de sodium pour éliminer CO_2

$$\underset{(aq)}{2NaOH} + \underset{(g)}{CO_2} \longrightarrow \underset{(aq)}{Na_2CO_3} + \underset{(l)}{H_2O}$$

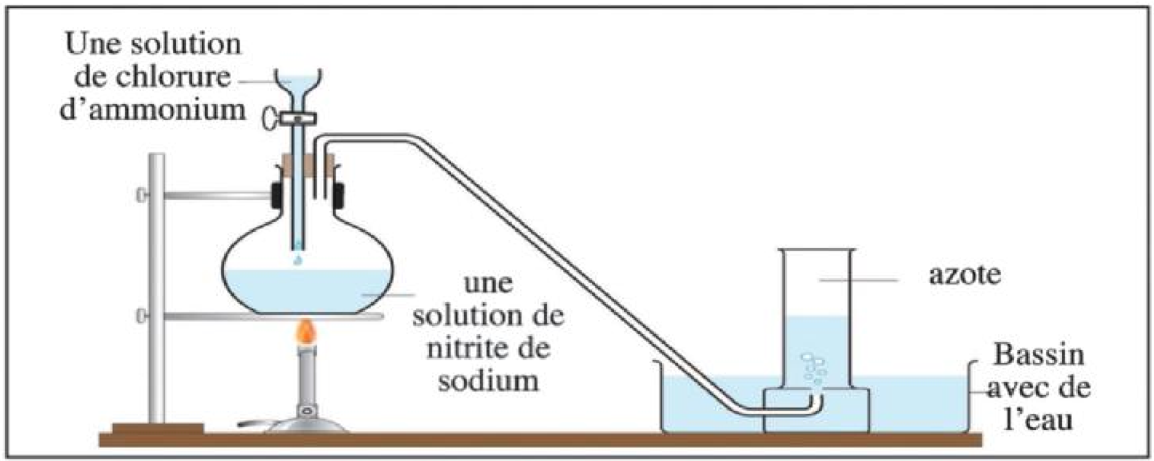
puis sur l'acide suffurique concentré pour absorber la vapeur d'eau

ensuite sur la tournure de cuivre chauffé au rouge pour éliminer le gaz O_2

$$\underset{(s)}{2Cu} + \underset{(g)}{O_2} \xrightarrow{\Delta} \underset{(s)}{2\,CuO}$$

On receuille le gaz nitrogéne par déplacement de l'eau de haut en bas ou par déplacement du mercure (pour obtenir le gaz nitrogéne sec)

2) on prépare la gaz nitrogéne en chauffant un mélange des solutions nitrite de sodium et chlorure de sodium



(fig 4-4) l'appareil de préparation de l'azote gazeux à partir de nitrite de sodium et une solution de chlorure d'ammonium

$$\underset{(aq)}{NaNO_2} + \underset{(aq)}{NH_4C\ell} \xrightarrow{\Delta} \underset{(aq)}{NH_4NO_2} + \underset{(aq)}{NaC\ell}$$

$$\underset{aq}{NH_4NO_2} \xrightarrow{\Delta} \underset{(l)}{2H_2O} + \underset{(g)}{N_2}$$

par addition

$$\underset{(aq)}{NaNO_2} + \underset{(aq)}{NH_4C\ell} \xrightarrow{\Delta} \underset{(aq)}{NaC\ell} + \underset{(l)}{2H_2O} + \underset{(g)}{N_2}$$

les propriétés physiques

travail pratique : les propriétés naturels du gaz nitrogéne

prépare plusieurs cylindres contenant gaz nitrogéne puis faire les expériences suivantes

Expérience	observation	Conculusion
1) remarque la couleur du gaz et son odeur 2) qu'est-ce que tu conclus lors de la préparation de l'air atmosphérique de point de vue se solubilité dans l'eau 3) met un peu de l'eau pur dans un cylindre remplis de gas et agite puis détecte la solution obtenu par les deux papiers de tournesol (rouge, bleu) qu'est-ce que tu remarques		



à la lumiére de l'activité précédente on constate les propriétés physiques du nitrogéne:

1) gaz incolore, inodore , sans saveur.
2) plus léger que l'air (l'air contient l'oxygéne plus lourd que le nitrogéne)
3) Trés peu soluble dans l'eau (23 ml (N_2) / L (H_2O)) à T P N
4) a un effet neutre sur les papiers de tournesol
5) sa densité (1.25 g/L à T P N)
6) Le degré d'ébullition (-159 , 79 °C) c'est à dire qu'on peut le liquéfier à cette température à pression atmosphérique normale

Les propriétés chimiques les plus importants :

Dans les réactions de l'élément azote avec d'autres éléments on remarque qu'il ne réagit qu'en présence de certains conditions comme étincelle électrique ou arc électrique ou une forte chaleur et cela due à la présence d'une liaison triple entre les deux atomes d'azote dans la molécule de nitrogéne (N≡N) qui est difficile à briser.

1) Avec l'hydrogéne : En présence d'une étincelle électrique, il se forme l'ammoniac.

$$\underset{(g)}{N_2} + \underset{(g)}{3H_2} \xrightarrow[550^{\circ}C]{\text{arc électrique}} \underset{(g)}{2NH_3}$$

2) Avec l'oxygéne : En présence d'un arc électrique à 3000 C, il se forme l'oxyde nitrique qui se transforme rapidement en dioxyde d'azote.

$$\underset{(g)}{N_2} + \underset{(g)}{O_2} \xrightarrow{3000^{\circ}C} \underset{(g)}{2\,NO}$$

$$\underset{(g)}{2NO} + \underset{(g)}{O_2} \longrightarrow \underset{(g)}{2NO_2}$$

3) Avec les métaux à des températures élevées, l'azote réagit, par exemple, avec le magnésium pour former le nitrure du métal.

$$\underset{(s)}{3Mg} + \underset{(g)}{N_2} \xrightarrow{\Delta} \underset{(s)}{Mg_3N_2} \text{ (nitrure de magnésium)}$$

Les nitrures se décomposent facilement dans l'eau en dégageant le gaz ammoniac.

$$\underset{(s)}{Mg_3N_2} + \underset{(\ell)}{6H_2O} \longrightarrow \underset{(g)}{2NH_3} + \underset{(aq)}{3Mg(OH)_2}$$

4) Avec le carbure de calcium: L'union du carbure de calcium $Ca\ C_2$ avec l'azote s'accomplit en présence de l'arc électrique. Il se forme le cyanamide calcique qui est utilisé comme engrais.

$$\underset{(s)}{CaC_2} + \underset{(g)}{N_2} \xrightarrow{\text{arc éléctrique}} \underset{(s)}{CaCN_2} + \underset{(s)}{C}$$

Le cyanamide calcique est considèré comme une source d'ammoniac dans le sol agricole pendant l'irrigation.

$$\underset{\text{(engrais) (s)}}{CaCN_2} + \underset{(l)}{3H_2O} \longrightarrow \underset{(s)}{CaCO_3} + \underset{(g)}{2NH_3}$$

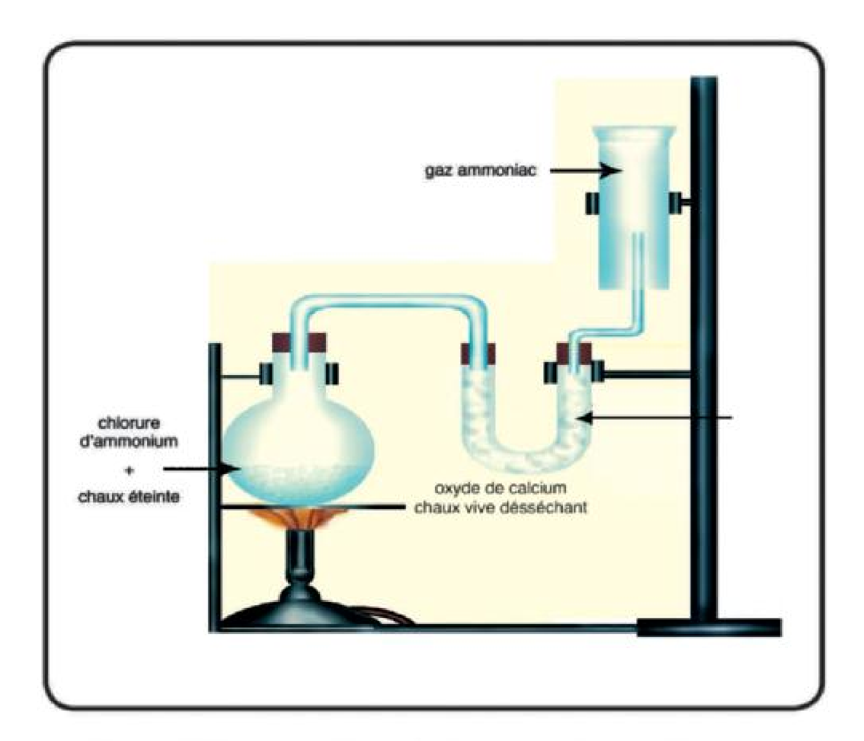
1- L'ammoniac NH_3

Préparation au laboratoire.

1) Montez le dispositif de la figure (4-4).
2) Mettez dans le ballon du chlorure d'ammonium et de la chaux éteinte. Le tube à 2 branches doit contenir une matière desséchante (chaux vive).
3) Chauffez le contenu du flacon. Remplissez des cylindres à gaz par déplacement d'air de haut en bas. Examinez les propriétés du gaz recueilli.

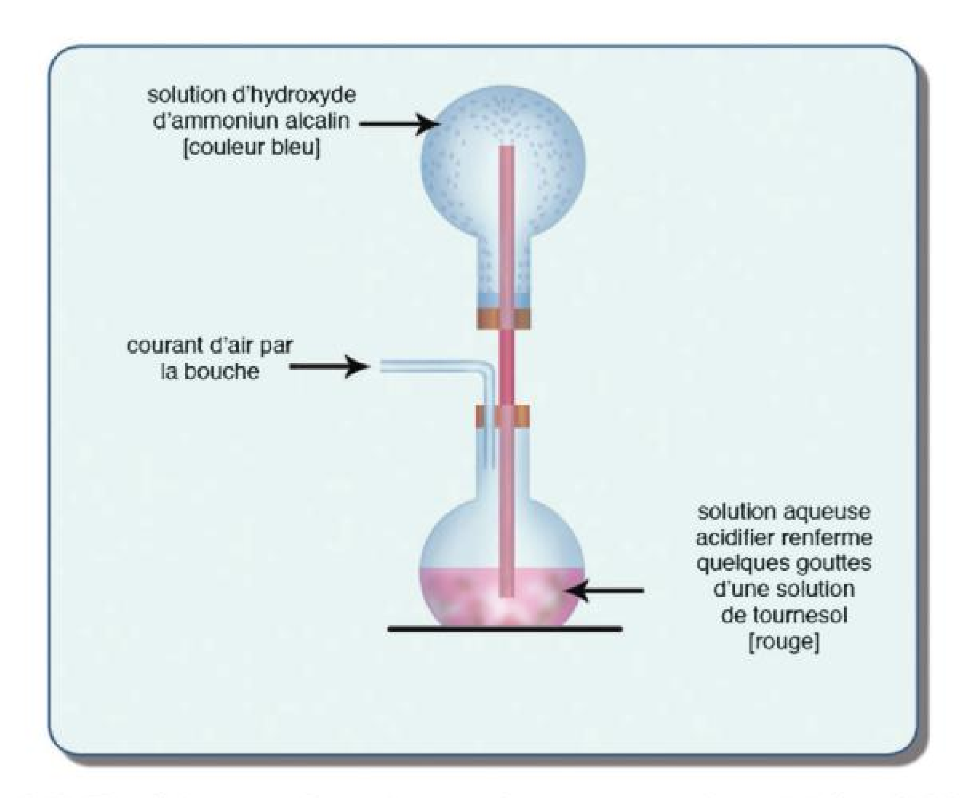
$$\underset{(s)}{2NH_4C\ell} + \underset{(s)}{Ca(OH)_2} \xrightarrow{\text{chaleur}} \underset{(s)}{CaC\ell_2} + \underset{(l)}{2H_2O} + \underset{(g)}{2NH_3}$$





(fig 4-5) Preparation de l'ammoniac au laboratoire

Experience	Observation	Conclusion
1- Quelle est la couleur et l'odeur du gaz ? 2- Mettez quelques gouttes d'eau dans le cylindre a gaz. Agitez le cylindre. Ajoutez une solution de tournesol dans le cylindre. Quel est l'effet du gaz ? 3- Approchez une flamme de l'extrémité du cylindre. Le gaz brûle-t-il ? L'allumette s'éteint-elle ? 4- Montez l'appareil de la figure (4 -5). Remplissez le ballon avec de l'ammoniac. » Qu'arrive-t-il ? Pourquoi ?		



(fig 4-6) Expérience qui montre que le gaz ammoniac est très soluble dans l'eau de jet et que sa solution est alcaline

Préparation de l'ammoniac dans l'industrie

Méthode de Haber Bosh : On peut préparer l'ammoniac industriellement en chauffant un mélange d'azote et d'hydrogéne en présence de catalyseur (fer et molybdène) à 500°C et sous la pression de 200 atmosphères.

$$\underset{(g)}{N_2} + \underset{(g)}{3\,H_2} \xrightarrow[200\ atm.p]{\text{catalyseurs Fe/Mo } 500°C} \underset{(g)}{2\,NH_3}$$

Mise en évidence le gaz ammoniac

En exposant une tige en verre imbibée par l'acide chlorhydrique concentré au gaz ammoniac il se forme des nuages blanches de chlorure d'ammonium Matière solide qui se sublime

$$\underset{(g)}{NH_3} + \underset{(g)}{HC\ell} \longrightarrow \underset{(s)}{NH_4C\ell}$$



L'ammoniac et l'industrie des engrais

Comme nous savons que le nitrogéne entre dans la préparation de l'ammoniac industriellement, et que l'azote parmis les sources importantes dans la nutrition des plantes car il entre dans les constituants des protéines.

Et que l'azote se trouve dans le sol parmis les composés organiques ou les composés inorganiques qui forme les constituants du sol. Mais la quantité d'azote dans le sol diminue avec le temps et il faut compenser cette diminution en ajoutant des engrais azotées ou les engrais naturel (débris animale). Malgré cela le nitrogéne forme environ 4/5 du volume d'air atmosphérique. Mais les plantes sont incapables de se profiter de ce gaz.

Et c'est delà il nécessite d'ajouter au sol le nitrogéne sous forme des sels d'ammoniac et d'urées solubles dans l'eau d'irrigation et sera absorber par les racines des plantes. L'ammoniac est considèré comme matière primaire essentiel dans la fabrication des majorités des engrais azotées.

Comment peut-on obtenir les sels d'ammoniac les plus importants ?

Premièrement :

On peut fabriquer les engrais azotes inorganiques à partir des réactions de neutralisation entre l'ammoniac et l'acide convenable pour produire les sels d'ammonium qui est utilisé comme engrais inorganique.

$$NH_3 + HNO_3 \longrightarrow NH_4NO_3$$ nitrate d'ammonium

$$2NH_3 + H_2SO_4 \longrightarrow (NH_4)_2SO_4$$ sulfate d'ammonium

Deuxièmement :

Pour préparer un engrais azoté phosphatique important comme le phosphate d'ammonium la préparation à lieu à partir de la préparation de l'acide ortho phosphorique premièrement pour qu'il sera utiliser dans la réaction de la solution d'ammoniac comme l'indique les réactions suivantes :

$$H_3PO_4 + 3NH_3 \longrightarrow (NH_4)_3PO_4$$

phosphate d'ammonium

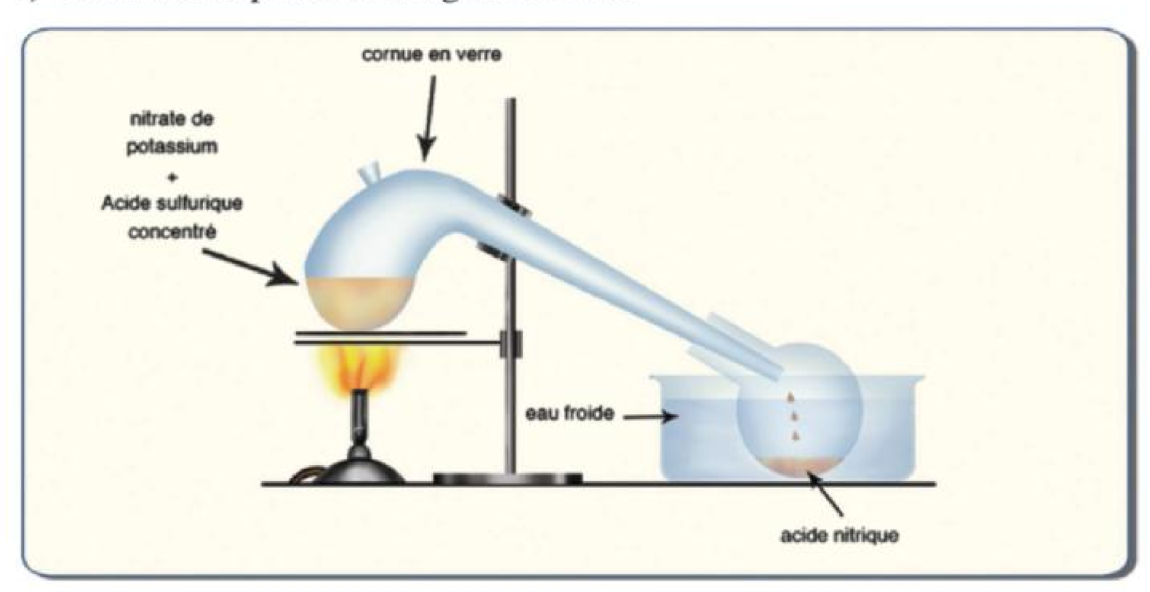
Quelques remarques sur les engrais les plus répandus:

1) Le nitrate d'ammonium contient un taux élevé de nitrogéne (25%) et rapidement soluble dans l'eau, son augmentation cause l'acidité du sol.
2) Le sulfate d'ammonium augmente le taux d'acidité du sol. C'est pour cela il faut neutraliser le sol d'une façon continuelle si on la traite par ce genre d'engrais.
3) L'engrais de phosphate d'ammonium a un effet rapide sur le sol car il lui ajoute deux genres des éléments essentiels : le nitrogéne et le phosphore.
4) L'engrais de l'urée contient un taux élevée d'azote (46%) et il est parmis les engrais les plus convenable utilisé dans les régions chaudes ; car la chaleur élevée aide a sa décomposition en ammoniac et de dioxyde de carbone.
5) L'engrais d'avenir de nitrogéne c'est un liquide d'ammoniac déshydrate, tel qu'on peut ajouter au sol à une profondeur d'environ 12 cm. Ce liquide ammoniacal est plus préférable que les autres engrais car il contient un taux élevé de nitrogéne qui peut atteindre 82 %.

2 - L'acide nitrique HNO_3

Préparation de l'acide nitrique au laboratoire

1) Montez le dispositif de la figure suivante.



(fig 4-7)



2) Mettez dans la cornue du nitrate de potassium et de l'acide sulfurique concentré. Le récipient est mis dans un bassin contenant de l'eau froide.

3) Chauffez le contenu de la cornue de façon à ce que la température ne dépasse pas 100°C. Recueillez l'acide forme dans le récipient, puis mettez en évidence les propriétés de l'acide.

$$\underset{(s)}{2KNO_3} + \underset{(aq)}{H_2SO_4} \xrightarrow[\Delta]{conc} \underset{(aq)}{K_2SO_4} + \underset{(l)}{2HNO_3}$$

Exérience	Observation	Conclusion
1) Quelle est la couleur du liquide formé ? 2) Ajoutez au liquide obtenu une solution de tournesol bleu. Qu'arrive-t-il ? 3) Prenez une quantité de liquide dans un tube à essai et ajoutez-y de la tournure de cuivre. Qu'observez-vous ? Quelle est la couleur du gaz dégagé ? 4) Diluez l'acide avec une quantité d'eau et ajoutez-y du magnésium . Quelle est la couleur du gaz dégagé ? Quelle est l'effet de l'air sur ce gaz ?		

Propriétés de l'acide nitrique:

1. Il se décompose par la chaleur.

$$\underset{(l)}{4HNO_3} \xrightarrow{\Delta} \underset{(g)}{4NO_2} + \underset{(g)}{O_2} + \underset{(l)}{2H_2O}$$

2. C'est un agent oxydant car il produit de sa décomposition thermique le gaz oxygène.

3. Avec les métaux:-

a. L'acide réagit avec les métaux qui précédent l'hydrogéne dans la série électrochimique.

Il se forme le métal et de l'hydrogéne atomique actif qui réduit l'acide.

$$\underset{(s)}{Fe} + \underset{(aq)}{4HNO_3} \xrightarrow[\Delta]{\text{dilué}} \underset{(aq)}{Fe(NO_3)_3} + \underset{(l)}{2H_2O} + \underset{(g)}{NO_{\text{oxyde nitrique}}}$$

b. Quant aux métaux qui succèdent l'hydrogène dans la série électrochimique, ils réagissent avec l'acide comme étant un agent oxydant qui oxyde le métal, puis l'oxyde réagit avec l'acide.

$$\underset{(s)}{3\,Cu} + \underset{aq}{8HN0_3} \xrightarrow[\Delta]{\text{dulué}} \underset{aq}{3Cu(NO_3)_2} + \underset{(g)}{2NO} + \underset{(l)}{4H_2O}$$

$$\underset{(s)}{Cu} + \underset{(l)}{4HNO_3} \xrightarrow{\text{Conc}} \underset{(aq)}{Cu(NO_3)_2} + \underset{(g)}{2NO_2} + \underset{(l)}{2H_2O}$$

4. Quelques métaux ne sont pas influencés par l'acide concentré comme le fer, le chrome et l'aluminium. Ceci est due à un phénomène appelée passivité chimique'.

Mise en évidence l'ion nitrate NO_3^-

Expérience de l'anneau brun:

1) Solution du sel + solution de sulfate de fer II déjà préparer.
2) Puis ajouter quelques gouttes d'acide sulfurique concentré sur la paroi interne du tube. L'acide se dépose dans le fond du tube et il se forme un anneau brun sur la surface de séparation, il disparaît par l'agitation ou par le chauffage.

$$\underset{(aq)}{2NaNO_3} + \underset{(aq)}{6FeSO_4} + \underset{(aq)}{4H_2SO_4} \longrightarrow \underset{(aq)}{3Fe_2(SO_4)_3} + \underset{(aq)}{Na_2SO_4} + \underset{(l)}{4H_2O} + \underset{(g)}{2NO}$$

$$\underset{(aq)}{FeSO_4} + \underset{(g)}{NO} \longrightarrow \underset{(s)}{FeSO_4.\,NO} \quad \text{Composé de l'anneau brun}$$

Comment distinguer entre les sels de nitrates et nitrites?

En ajoutant une solution de permanganate de potassium acidifié par l'acide



sulfurique à la solution du sel. Si la solution du sel décolore la couleur violette de la solution de permanganate alors le sel est un nitrite.

$$\underset{(aq)}{5KNO_2} + \underset{(aq)}{2KMnO_4} + \underset{(l)}{3H_2SO_4} \xrightarrow{Conc} \underset{(aq)}{5KNO_3} + \underset{(aq)}{K_2SO_4} + \underset{(aq)}{2\,MnSO_4} + \underset{(l)}{3\,H_2O}$$

Tandis si la couleur violette demeure alors c'est un sel de nitrate.

Commente : on ne péut pas faire l'expérience séche pour les éléments du groupe 5A, sauf As, Sb

L'importance économique des éléments du groupe 5A

(1) Le nitrogéne

- L'industrie du gaz ammoniac
- L'industrie des engrais nitrogéné
- Pour gonfler les pneux des voitures , le nitrogéne diminue la probabilité de l'explosion car il n'est pas facilement affecté par la température de l'air et son taux d'échapement est inférieure à celle de l'air atmosphérique .
- Remplir les paquets de pomme frites pour qui elles soient croustillantes car le nitrogene est inactive chimiquement .
- Le nitrogéne liquéfie est utilisé pour conserver et transporter les cellules vivantes et le traitement de quelques tumeurs saines



(fig 4-8) Le nitrogène Liquifié

2- Le phosphore:-

- l'industrie des allumettes, des engrais phosphatés
- L'industrie de plusieurs alliages comme:-
  Alliages de bronze phosphoreux (cuivre + étain + phosphore) avec lequel on fabrique les hélices des bâteaux
- Fabrication des bombes incendiaires et feux d'artifice

3- L'arsenir élément toxique

- utiliser pour conserver le bois car il a un effet toxique sur les insectes , les bactéries et les champignons.

- Entre dans la structure de trioxyde d' arsenic utilisé pour remédier le cancer du sang (leucémie)

4- L'antimoine :-

- l'industrie des alliages (antimone- plomb) qui est utilisé dans l'industrie des accumulateurs acides car elles sont plus dures que le plomb.
- Utilisé dans les semi - conducteurs et l'industrie des appareils infra rouge

5- Le bismuth

- Utilisé avec le plomb et le cadmium dans l'industrie des alliages, utilisé dans l'industrié des fusibles caractérisés par leur point de fusion trés bas



Questionnaire :

1. Ordonner les éléments suivants par ordre croissant selon leur potentiel de la deuxième ionisation :

   Le sodium, rubidium, césium.

2. Donner la structure électronique et le nombre d'oxydation des éléments suivants dans leur composés :

   Potassium (19) ; Césium (55) ; nitrogéne (7) et le phosphore (15).

3. ***Commenter :***

   a. Les métaux alcalins sont caractérisés par leur activité chimique.

   b. La liaison métallique entre les atomes des éléments du groupe IA est faible

   c. L'utilisation du césium dans les cellules photoélectriques.

   d. L'emploi du super-oxyde de potassium dans les sous-marins et les avions

   e. Les incendies de sodium ne sont pas éteints par l'eau.

   f. Le nitrate de sodium n'est pas utilisé dans la fabrication de la poudre a canon.

   g. Il est difficile l'extraction des métaux alcalins de leur minerai par des méthodes chimiques ordinaires.

   h. La multiplicité des nombres d'oxydation de l'azote.

   I. Le cyanamide calcique est un engrais agricole.

   j. L'utilisation des alliages de bismuth, plomb, le cadmium et l'étain dans la fabrication des fusibles.

   k. L'acide nitrique est un agent oxydant.

   I. Il est préférable d'utiliser l'urée comme engrais dans les régions chaudes.

   m. L'acide chlorhydrique concentré est utilisé pour mettre en évidence l'ammoniac.

   n. On préfére remplir les pneux des voitures par le gaz nitrogéne que l'on remplit par l'air atmosphérique.

   O. On utilise l'arsenic pour conserver le bois.

4. Comment distinguez expérimentalement entre :

   a. Nitrate de sodium et le nitrite de sodium

   b. Sulfate de cuivre et le sulfate d'aluminium.

5. Ecrivez la réaction chimique en expliquant la méthode de préparation Du carbonate de sodium dans l'industrie.

6. Quel est l'effet de chacun de ce que suit sur le sodium métallique :

   - Acide chlorhydrique -hydrogène -oxygène -eau.

7. Ecrivez la réaction de préparation de l'acide nitrique au laboratoire avec la figure de dispositif utilisé.

8. Choisissez la réponse correcte :

   a. Le caractère métallique augmente dans les éléments du groupe avec l'augmentation..

   Taux % en poids dans l'écorce terrestre- point d'ébullition- nombre atomique-point de fusion

   b. La molécule de phosphore à l'état de vapeur, renferme ....

   Un seul atome- 2 atomes- 3 atomes- 4 atomes

   c. L'ors de la réaction du cyanamide calcique avec l'eau, il se dégage le gaz

   Ammoniac- hydrogène- oxyde nitrique- le dioxyde d'azote

   Le nombre d'oxydation des éléments du groupe IA dans leurs composés (_1)-(+1) (-2)-(+2)

   d. Le super-oxyde de potassium est utilisé dans les sous-marins pour remplacer le gaz du dioxyde de carbone par le gaz

   Hydrogène- ammoniac- oxygène- monoxyde de carbone

   e. En exposant une balle en verre imbibée par l'acide chlorhydrique concentré au gaz ammoniac, il se forme une nuage dense de

   Carbonate d'ammonium- chlorure d'ammonium- chlorure d'hydrogène-sulfate d'ammonium

   f. En ajoutant une solution de sulfate de cuivre sur une solution de la soude

caustique puis on chauffe le précipite, il se forme une matière Noire- blanc- jaune- rouge

g. Lors de l'addition d'une solution de sulfate de cuivre sur une solution de soude caustique puis en chauffe le produit, il se forme une matière...

1 - noir 2 - blanche 3 - jaune 4 - rouge

h - Explique la méthode de préparation du gaz nitrogéne de l'air atmosphérique en dessinant l'appareil utilisé avec la notation et écrire la réaction